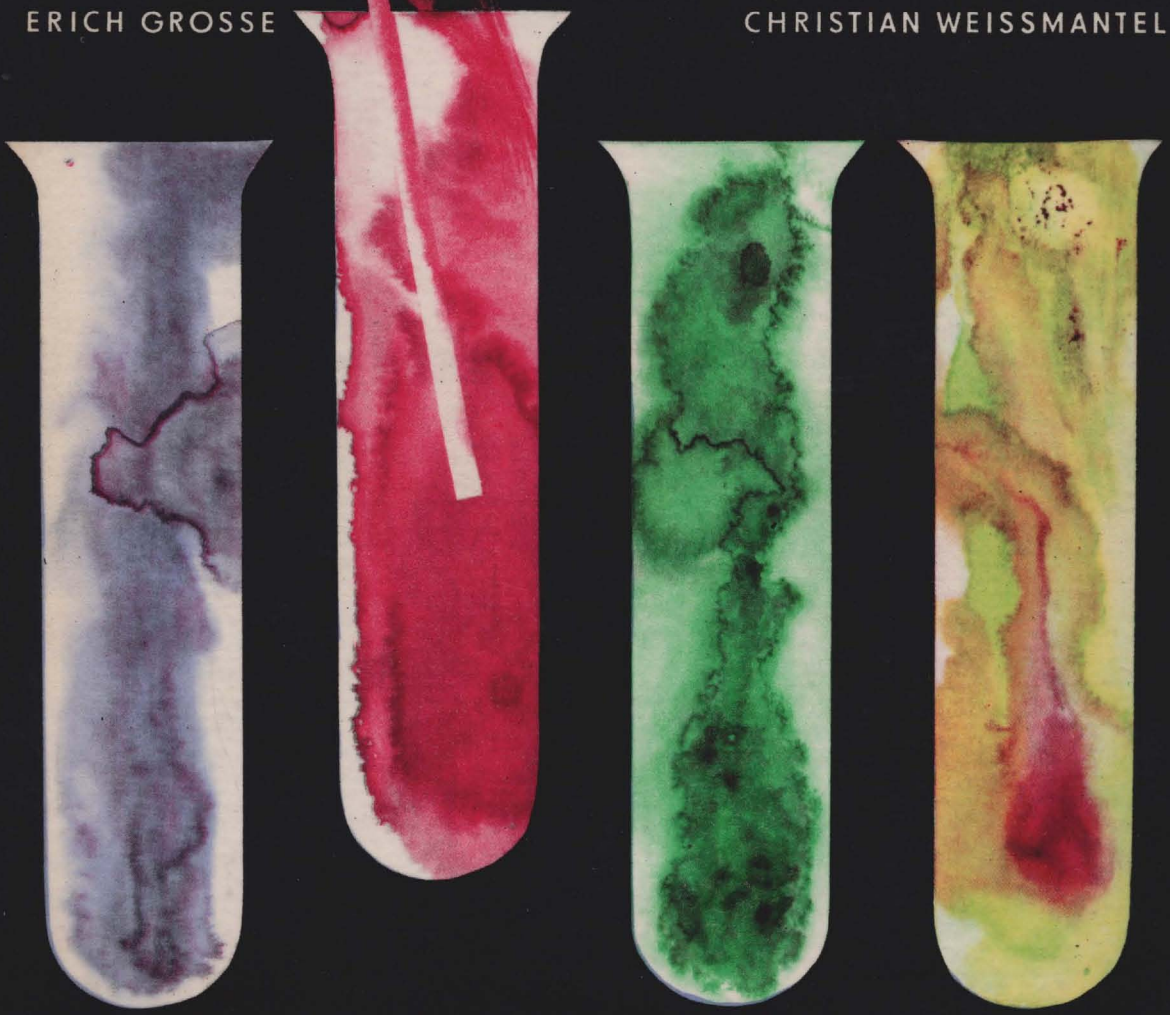
CHEMIE SELBST ERLEBT

EXPERIMENTIERBUCH

ERICH GROSSE

CHRISTIAN WEISSMANTEL



Periodensystem der Elemente

Periode	I. Hauptgruppe	I. Nebengruppe	II. Hauptgruppe	II. Nebengruppe	III. Hauptgruppe	III. Nebengruppe	IV. Hauptgruppe	IV. Nebengruppe	V. Hauptgruppe	V. Nebengruppe	VI. Hauptgruppe	VI. Nebengruppe	VII. Hauptgruppe	VII. Nebengruppe	VIII. Hauptgruppe	VIII. Nebengruppe
1	1 1,008 H Wasserstoff														2 4,003 He Helium	
2	3 6,94 Li Lithium		4 9,01 Be Beryllium		5 10,81 B Bor		6 12,01 C Kohlenstoff		7 14,007 N Stickstoff		8 15,999 O Sauerstoff		9 18,998 F Fluor		10 20,18 Ne Neon	
3	11 22,989 Na Natrium		12 24,31 Mg Magnesium		13 26,98 Al Aluminium		14 28,09 Si Silizium		15 30,97 P Phosphor		16 32,06 S Schwefel		17 35,45 Cl Chlor		18 39,95 Ar Argon	
4	19 39,10 K Kalium		20 40,08 Ca Kalzium			21 44,96 Sc Skandium		22 47,90 Ti Titan		23 50,94 V Vanadin		24 51,996 Cr Chrom		25 54,94 Mn Mangan		26 55,85 Fe Eisen; 27 58,93 Co Kobalt; 28 58,71 Ni Nickel
		29 63,54 Cu Kupfer		30 65,37 Zn Zink	31 69,72 Ga Gallium		32 72,59 Ge Germanium		33 74,92 As Arsen		34 78,96 Se Selen		35 79,91 Br Brom		36 83,80 Kr Krypton	
5	37 85,47 Rb Rubidium		38 87,62 Sr Strontium			39 88,91 Y Yttrium		40 91,22 Zr Zirkonium		41 92,91 Nb Niob		42 95,94 Mo Molybdän		43 [99] Tc Technetium		44 101,07 Ru Ruthenium; 45 102,91 Rh Rhodium; 46 106,4 Pd Palladium
		47 107,87 Ag Silber		48 112,40 Cd Kadmium	49 114,82 In Indium		50 118,69 Sn Zinn		51 121,75 Sb Antimon		52 127,60 Te Tellur		53 126,90 J Jod		54 131,30 Xe Xenon	
6	55 132,91 Cs Zäsium		56 137,34 Ba Barium			57* 138,91 La Lanthan		72 178,49 Hf Hafnium		73 180,95 Ta Tantal		74 183,85 W Wolfram		75 186,2 Re Rhenium		76 190,2 Os Osmium; 77 192,2 Ir Iridium; 78 195,09 Pt Platin
		79 196,97 Au Gold		80 200,59 Hg Quecksilber	81 204,37 Tl Thallium		82 207,19 Pb Blei		83 208,98 Bi Wismut		84 210 Po Polonium		85 [210] At Astat		86 [222] Rn Radon	
7	87 [223] Fr Franzium		88 [226] Ra Radium			89** [227] Ac Aktinium		104 [260] Ku Kurtschatorium								

Schlüssel

* Lanthanide

58 140,12 Ce Zer	59 140,91 Pr Praseodym	60 144,24 Nd Neodym	61 [147] Pm Promethium	62 150,35 Sm Samarium	63 151,96 Eu Europium	64 157,25 Gd Gadolinium	65 158,92 Tb Terbium	66 162,50 Dy Dysprosium	67 164,93 Ho Holmium	68 167,26 Er Erbium	69 168,93 Tm Thulium	70 173,04 Yb Ytterbium	71 174,97 Lu Lutetium

** Aktinide

90 232,04 Th Thorium	91 [231] Pa Protaktinium	92 238,03 U Uran	93 [237] Np Neptunium	94 [242] Pu Plutonium	95 [243] Am Amerizium	96 [247] Cm Kurium	97 [247] Bk Berkelium	98 [251] Cf Kalifornium	99 [254] Es Einsteinium	100 [253] Fm Fermium	101 [256] Md Mendelevium	102 [254] No Nobelium	103 [257] Lw Lawrenzium

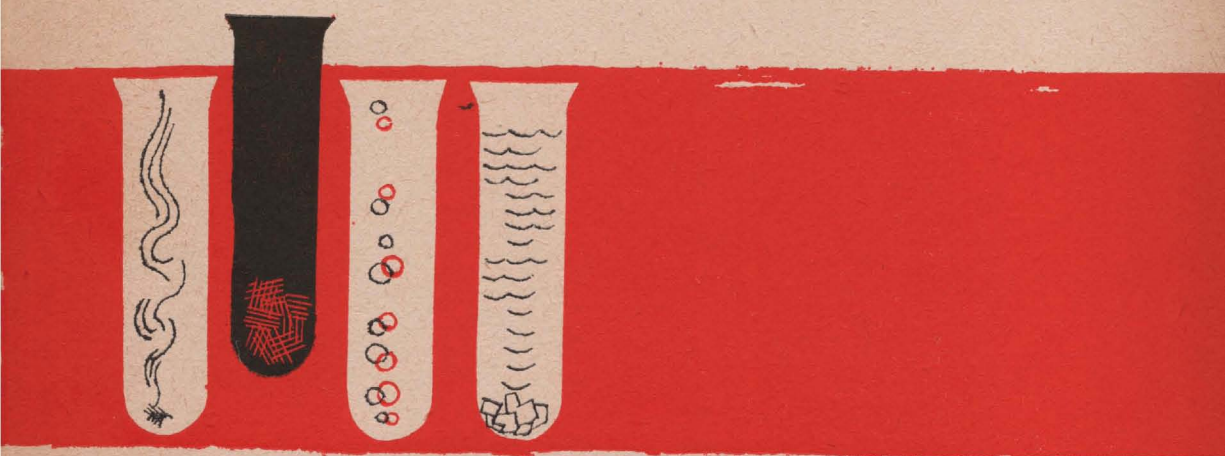
ERICH GROSSE

CHRISTIAN WEISSMANTEL

Das kannst auch Du

DAS CHEMIE-EXPERIMENTIERBUCH

Chemie selbst erlebt



URANIA-VERLAG LEIPZIG · JENA · BERLIN

2., erweiterte Auflage 1968
16. bis 25. Tausend
Alle Rechte vorbehalten
Copyright 1968 by Urania-Verlag
Verlag für populärwissenschaftliche Literatur, Leipzig/Jena/Berlin
VLN 212/475/9/68 · ES 9 F
Illustrationen und Einband: Wolfgang Würfel/Rudolf Skribelka
Typografie: Helmut Selle
Satz und Druck: Gutenberg Buchdruckerei und Verlagsanstalt, Weimar
Buchbinderische Verarbeitung: Arthur Müller & Co., Leipzig
12.80

„Ich will Chemiker werden!"

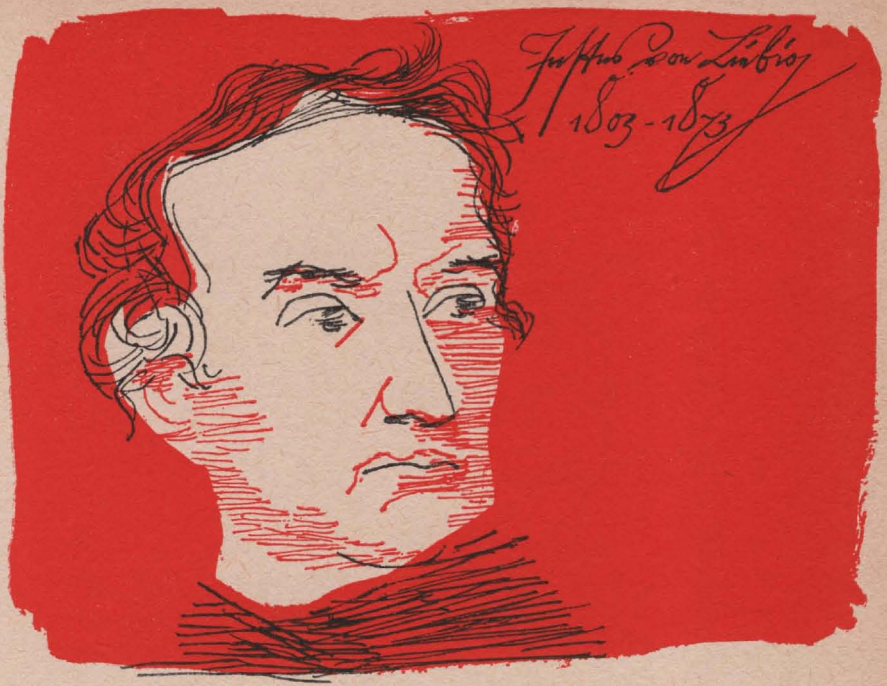
So lautete die Antwort des 1803 geborenen Gymnasiasten Justus Liebig auf die Frage des Direktors nach seinem Berufswunsch. Die versammelte Lehrer- und Schülerschaft des Darmstädter Gymnasiums brach daraufhin in schallendes Gelächter aus.

Chemiker — das war zu Beginn des vorigen Jahrhunderts in Deutschland und den meisten anderen Ländern kein Beruf, sondern die Chemie war höchstens eine Angelegenheit von Naturphilosophen, die zwar „hochgelehrte Überlegungen" über die Stoffe der Natur anstellten, auf Experimente jedoch meist verzichteten.

Der junge Liebig hatte dagegen schon als Schüler eifrig experimentiert, und diese Liebe zum Experiment befähigte ihn zu seinen späteren hervorragenden Leistungen. Mit einundzwanzig Jahren bereits Professor in Gießen, baute Liebig eine einzigartige Lehrstätte der Chemie auf, die in kurzer Zeit die jungen Chemiker aller Nationen anzog und das Vorbild aller modernen Ausbildungsstätten wurde. Das Neuartige dieser Ausbildung bestand im eigenen „Erleben" der Chemie, im Experimentieren des Studenten. Erst durch Liebig wurde der Schwerpunkt des Chemiestudiums vom Hörsaal in das Laboratorium verlegt.

Heute arbeiten mehr als dreihunderttausend Werktätige in den Chemiebetrieben unserer Deutschen Demokratischen Republik als Chemiefacharbeiter, als Chemieingenieure und als Diplomchemiker. Wenn wir diese Menschen fragen, wie sie den Weg zur Chemie gefunden haben, so antworten sie uns häufig: „Durch eigene Experimente in der Jugend."

Chemiker zu werden ist heute kein utopischer Wunsch mehr — im Gegenteil: Die chemische Industrie und die chemische Forschung benötigen in immer stärkerem Maße junge Menschen, die nicht nur hervor-



ragendes Wissen und experimentelles Können miteinander vereinen, sondern auch von der Liebe zur Chemie erfüllt sind. Chemiker zu werden ist auch nicht mehr an materielle Voraussetzungen geknüpft — jeder kann Facharbeiter werden oder studieren. Das vorliegende Buch soll jungen Lesern helfen, in die moderne Chemie einzudringen. Die beschriebenen Experimente sind zum großen Teil der Praxis entlehnt. Wir wollen versuchen, die großartigen Prozesse der chemischen Technik mit bescheidenen Hilfsmitteln nachzuahmen; denn nur so können wir die Chemie erleben. Vielleicht wird sich mancher Leser fragen, ob das überhaupt möglich ist. Wir wissen ja aus dem Schulunterricht, wie kompliziert viele Prozesse der technischen Chemie sind. Wer selbst schon einmal in einem chemischen Betrieb war, kennt die gewaltigen Apparaturen, die Hochdruckbehälter, die Elektro- und Flammöfen, das verwirrende Netz von Rohrleitungen, die das Antlitz eines modernen Chemiebetriebes bestimmen. Jeder chemisch-technische Prozeß aber ist zuerst in einem Laboratorium ausgearbeitet worden. Einige Reagenzgläser, Glasröhren und Kolben sind auch heute noch in vielen Fällen das erste funktionierende Modell einer großtechnischen Anlage. Gewiß — der Chemiker von heute benutzt auch im Laboratorium komplizierte und kostspielige Geräte, wie Analysenwaagen, Spezialöfen, Meßgeräte verschiedenster Art, Thermostaten, Autoklaven oder gar

Licht- und Ultrarotspektrographen, Elektronenmikroskope und anderes. Diese Hilfsmittel leisten ihm wertvolle Dienste, sie sind jedoch allein nicht ausschlaggebend. Wenn ein Chemiker Neuland betritt, kann er sich nicht auf ausgereifte Apparaturen stützen, sondern er muß improvisieren, er muß in mühevoller Kleinarbeit, in zahllosen Experimenten und mit möglichst einfachen Hilfsmitteln probieren und immer wieder probieren.

Die hierzu nötigen Fähigkeiten kann sich jeder Leser aneignen, vorausgesetzt, daß er Geduld und Ausdauer besitzt. Nur derjenige wird ein guter Chemiker, der es versteht, auch mit bescheidenen Hilfsmitteln leistungsfähige Apparate aufzubauen, mit unermüdlicher Zähigkeit an einem Versuch zu arbeiten und anfängliche Mißerfolge zu überwinden. Wer sich scheut, einen Versuch nötigenfalls dreimal zu wiederholen oder einen Apparat selbst aufzubauen, der soll die Finger von der Chemie lassen, denn er wird doch kein guter Chemiker.

Wir erwarten von unseren Lesern auch ein hohes Verantwortungsbewußtsein. Wir wissen, daß die Schüler unserer polytechnischen Oberschule, die auch beim Unterrichtstag in der sozialistischen Produktion mit der modernen Technik arbeiten, nicht nur mit einer Kerze, einigen Reagenzgläsern und Haushaltsstoffen experimentieren wollen. Chemische Experimente sind hochinteressant — aber sie sind nicht dazu bestimmt, Sensationsgelüste zu befriedigen. Gefährliche Gifte oder gar Sprengstoffe schließen wir aus. Das heißt aber nicht etwa, daß wir lediglich völlig harmlose Stoffe verwenden. Chemie läßt sich nur mit Chemikalien betreiben, und zu den unentbehrlichsten Mitteln gehören einige starke Säuren und Laugen. Der Umgang mit den Chemikalien und Geräten wird bei den einzelnen Versuchen sowie zusammenfassend im Anhang erläutert. Ein gründliches Studium der Versuchsanleitungen und der Hinweis im Anhang bildet die unerläßliche Grundlage für die Durchführung der Experimente. Es kommt nicht darauf an, möglichst zahlreiche Versuche durchzuführen. Viel wichtiger ist es, die Versuche gründlich vorzubereiten, die Apparatur sauber aufzubauen und den Ablauf genau zu beobachten. In einem Protokoll halten wir die Vorbereitungen, eine Skizze der Apparatur sowie alle Beobachtungen und Ergebnisse fest.

Wir bringen unseren Lesern Vertrauen entgegen und erwarten, daß sie dieses Vertrauen rechtfertigen! Wer sorgfältig arbeitet, wird reich belohnt, wenn er — mit berechtigtem Stolz — die verschiedensten Produkte, vom Metall bis zum Salz, vom Kunststoff bis zur Farbe, vom Riechstoff, der Seife oder dem Kunsthonig bis zum Pflanzenfarbstoff, vorweisen kann.

Wir müssen aber auch der Auffassung mancher besorgter Eltern ent-

gegentreten, wonach chemische Versuche ein leichtsinniges Spiel mit der Gesundheit seien. Wer die Schutzmaßnahmen beachtet und Experimente „auf eigene Faust" mit gefährlichen Stoffen unterläßt, kann unbesorgt sein. Nur Leichtsinn bringt Gefahren mit sich — und das gilt bekanntlich nicht allein für chemische Experimente, sondern ebenso für das Verhalten im Verkehr und für den Sport.

Schließlich setzen wir voraus, daß unsere Leser vor allem in theoretischen Fragen zumindest die Schullehrbücher der Chemie heranziehen, denn dieses Experimentierbuch ist nicht etwa als Ersatz, sondern vielmehr als Ergänzung der theoretischen Beschreibungen gedacht.

Die Experimente sind den verschiedensten Gebieten der Chemie entnommen worden. Wir hoffen, daß der junge Bergmann ebenso wie der junge Metallurge, der junge Plastchemiker und vor allem auch die jungen Agronomen Anregungen empfangen, um auf ihrem Spezialgebiet chemische Grundkenntnisse zu erwerben. Wir würden uns besonders freuen, wenn das Buch den einen oder anderen Leser zu einem späteren Studium anregte. Im Rahmen des Chemieprogramms sind in der DDR viele neue Chemieanlagen aufgebaut worden. Die volkseigenen Betriebe der chemischen Industrie, wie die Leuna-Werke „Walter Ulbricht", die Chemischen Werke Buna oder das Elektrochemische Kombinat Bitterfeld, steigern ihre Produktion von Jahr zu Jahr. In Schwedt wächst mit dem petrolchemischen Kombinat ein neuer Industriezweig, und das Kunstfaserkombinat der Wilhelm-Pieck-Stadt Guben liefert uns bessere Textilrohstoffe in reichhaltiger Auswahl. Die Aufgaben der chemischen Industrie erfordern die Mitarbeit zahlreicher junger Fachkräfte — sicher wird mancher unserer Leser eines Tages dabeisein!

Wasser und Luft - die billigsten Rohstoffe

1

Wasser – Grundchemikal Nummer 1

Wasser ist auf der Erde nahezu allgegenwärtig. Reichlich 70 % der Erdoberfläche werden von den Weltmeeren bedeckt; mehr als 1,5 Trillionen Tonnen Wasser sind in diesem riesigen Reservoir enthalten. Unter dem Einfluß der Sonnenwärme verdunstet stets ein Teil des Meerwassers. Es bildet sich Wasserdampf, der von der Luft aufgenommen wird. Kühlt sich wasserdampfhaltige Luft ab, so kommt es zur Abscheidung feinster Wassertröpfchen. Aus solchen Tröpfchen bestehen die Wolken, die mit den Windströmungen von den Meeren über die Kontinente getragen werden. Unter bestimmten Bedingungen vereinigen sich die feinen Tröpfchen zu größeren Tropfen und fallen als Regen oder gefroren als Schnee und Hagel auf die Erde nieder. Der Boden saugt diese Niederschläge auf und sammelt sie als Grundwasser. Der Überfluß entweicht aus dem Boden in Quellen, von denen Bäche ausgehen, die sich zu Flüssen und schließlich zu Strömen vereinigen können. Die Ströme aber tragen das Wasser wieder zum Meer zurück und vollenden so diesen Kreislauf des Wassers in der Natur.

Ohne den Kreislauf des Wassers besäße die Erde ein völlig anderes Gesicht. Gebirge und Täler, Küsten und Binnenländer sind in ihrer heutigen Struktur maßgeblich durch den mechanischen und chemischen Angriff des Wassers geformt worden. Ohne Wasser gäbe es auch kein Leben auf der Erde. Alle Lebewesen benötigen Wasser, das zugleich einen der wichtigsten Bestandteile der Pflanzen und Tiere bildet. Unser Körper besteht zu rund 65 % aus Wasser; bei manchen Quallen erreicht der Wassergehalt sogar 99 %. Verschwände plötzlich das Wasser von der Erde, so bliebe nur eine tote Wüste zurück. Denn ... „Ohne Wasser, merkt Euch das, wär' diese Welt ein leeres Faß".

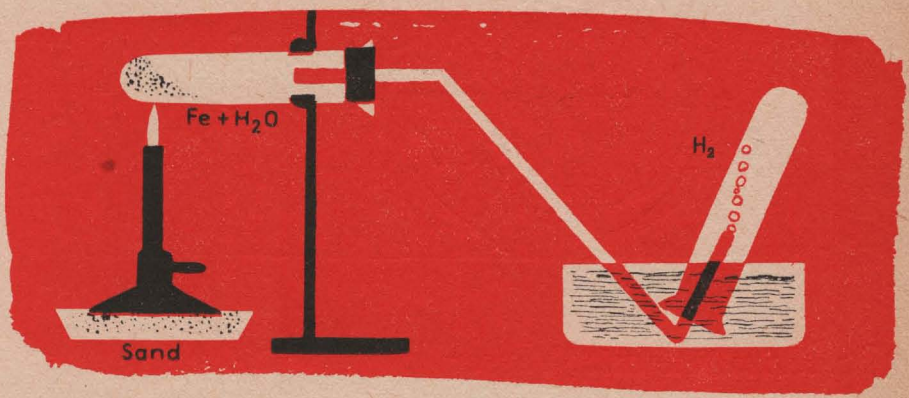
Experimente mit Wasser

Wer jemals einige Stunden Chemieunterricht gehabt hat, weiß, daß Wasser eine chemische Verbindung ist. Auch die chemische Formel des Wassers — H_2O — ist uns allen bekannt. Wasser ist also zusammengesetzt aus den beiden Elementen Wasserstoff und Sauerstoff.
Doch wir wollen ja experimentieren! Also versuchen wir gleich, die Verbindung Wasser in ihre Bestandteile zu zerlegen und sie auch daraus wieder aufzubauen. Um es vorwegzunehmen: Wir stellen uns damit Aufgaben, die gar nicht so leicht zu lösen sind. Denn die Verbindung Wasser ist sehr stabil. Um die Wasserstoffatome vom Sauerstoffatom zu lösen, benötigen wir schon recht kräftige Hilfsmittel, während umgekehrt die Vereinigung von Wasserstoff und Sauerstoff leicht allzu heftig erfolgt und scheinbar den — sonst durchaus unrichtigen — Spruch rechtfertigt: Chemie ist, wenn es blitzt und knallt.

Wir zerlegen Wasser

In ein schwer schmelzbares Reagenzglas füllen wir Eisenpulver (käufliches Metallpulver oder sehr feine Feilspäne) bis zu einer Höhe von 2 bis 3 cm vom Boden des Glases. Dann geben wir tropfenweise etwa 0,5 ml Wasser hinzu. Das Wasser wird vom Eisenpulver aufgesaugt. Über das feuchte Gemisch schütten wir nun eine etwa 3 cm starke Schicht trockenes Eisenpulver. Das Reagenzglas verschließen wir mit

einem Gummistopfen, durch den ein S-förmig gebogenes Glasrohr von etwa 3 bis 6 mm lichter Weite gesteckt wird. Die Innenseite des Stopfens schützen wir durch ein Stück Asbestpappe oder durch ein passend geschnittenes (natürlich gleichfalls durchbohrtes) Blechscheibchen vor zu großer Erwärmung. Jetzt spannen wir das Glas in ein Stativ oder einen Reagenzglashalter waagerecht ein. Das Glasrohr führen wir unter



Wasser und befestigen über seinem Ende ein umgekehrtes wassergefülltes Reagenzglas. Eine solche Vorrichtung zum Auffangen von Gasen nennt man „pneumatische Wanne".

Für das Gelingen des Versuches ist es entscheidend, daß wir das Eisenpulver, vom trockenen Ende der Säule beginnend, so hoch wie möglich erhitzen. Wir benutzen dazu einen kräftigen Bunsenbrenner und öffnen bei nicht zu kleinem Gasdruck die Luftzufuhr möglichst weit, so daß die Flamme die bekannte Teilung in den inneren Kegel und den „nicht leuchtenden" äußeren Teil aufweist. „Zurückschlagen" darf die Flamme jedoch nicht. Wir erkennen ein Zurückschlagen an einem leichten Pfeifen. Die Verbrennung setzt dann bereits im Innern des Brenners ein, und er erwärmt sich stark. In diesem Falle löschen wir den Brenner sofort durch Sperren der Gaszufuhr und entzünden neu, nachdem wir die Luftzufuhr etwas gedrosselt haben.

Den Brenner schieben wir so unter das Reagenzglas, daß der besonders heiße äußere Saum der nichtleuchtenden Flamme das Glas umspült. Zuerst erhitzen wir etwas oberhalb der trockenen Eisenpulversäule, bis das Glas deutlich glüht. Nun schieben wir die Flamme allmählich unter die Zone des trockenen Eisenpulvers. Die feuchte Schicht erhitzt sich dabei mit, das Wasser verdampft, und der Wasserdampf kommt mit dem heißen Eisenpulver in Kontakt. Dabei reißt das Eisen den Sauerstoff des Wassers an sich, und der Wasserstoff wird freigesetzt. Er entweicht durch das Glasrohr und bildet in der Auffangvorrichtung Bla-

sen, die sich in dem wassergefüllten Glas sammeln und dieses bald anfüllen, so daß wir ein zweites Gläschen, eventuell sogar noch weitere, füllen können. Die gasgefüllten Reagenzgläser lassen wir zunächst umgekehrt im Wasser stehen, bis die Reaktion beendet ist. Wir müssen sie natürlich befestigen, damit sie nicht umkippen.

Wenn wir keine Gasblasen mehr beobachten, brechen wir das Erhitzen ab und entzünden den gebildeten Wasserstoff, indem wir die Gläschen aus dem Wasser nehmen und mit der Öffnung nach unten an eine Flamme bringen. Wir bemerken ein rasches Abbrennen des Gases mit bläulicher Flamme oder einen pfeifenden, unter Umständen heftigen Knall. Im letzten Fall ist der Wasserstoff nicht rein, sondern mit Luft gemischt. Die Luft kann durch Verdrängung aus der Apparatur am Anfang des Versuches oder durch unsachgemäße Entnahme in die Gläser gelangt sein. Damit wir uns bei einem eventuellen Zerspringen keine Schnittwunden zuziehen, umwickeln wir die Gläser vor dem Entzünden des Gases vorsichtshalber mit einem feuchten Tuch.

Eisen ist ein ziemlich unedles Metall, das heißt, es verbindet sich sehr leicht mit Sauerstoff. Infolgedessen vermag Eisen den Wasserstoff aus dem Wasser zu verdrängen. Bei gewöhnlicher Temperatur erfolgt dieser Vorgang nur sehr langsam, bei Rotglut dagegen rasch. Wasserstoff selbst verbrennt beim Entzünden. Er vereinigt sich dabei mit dem Sauerstoff der Luft, und es bildet sich wiederum Wasser. Wenn der Wasserstoff nicht von vornherein mit Sauerstoff oder Luft gemischt ist, erfolgt diese Verbrennung ruhig. Gemische von Wasserstoff mit Luft oder gar reinem Sauerstoff explodieren dagegen. Man bezeichnet solche Gemische als Knallgas und nennt die oben durchgeführte Reagenzglasprobe Knallgasprobe. Wenn wir mit Wasserstoff arbeiten, überzeugen wir uns stets durch die Knallgasprobe, ob der Wasserstoff keine Luft mehr enthält, bevor wir das Gas für Versuche verwenden.

Aus unserem ersten Versuch können wir ein generelles Rezept für die Zerlegung chemischer Verbindungen ableiten: Um aus einer Verbindung AB die Komponente A in Freiheit zu setzen, bringt man den Stoff mit einem Mittel C zur Reaktion, das sich leichter mit B verbindet als A. Eisen neigt stärker zur Verbindung mit Sauerstoff als der Wasserstoff und setzt ihn infolgedessen aus dem Wasser in Freiheit. Auch viele andere Metalle sind dazu befähigt, beispielsweise Zink, Aluminium, Magnesium oder Natrium. Man bezeichnet solche Metalle als unedel, während edle Metalle, wie Kupfer, Silber, Gold und Platin, das Wasser nicht zu zersetzen vermögen. Man kann die Metalle nach ihrem Bestreben zur Verbindung mit Sauerstoff in eine Reihe einordnen, die mit dem edelsten Metall, dem Gold, beginnt und bei den sehr unedlen Alkalimetallen Natrium, Kalium usw. endet. Die Neigung zur Verbin-

dung mit einem Element wird in der Chemie als Affinität bezeichnet. Gold besitzt also eine kleine, Natrium eine sehr große Affinität zum Sauerstoff. Den Wasserstoff können alle Metalle aus dem Wasser verdrängen, deren Affinität zum Sauerstoff größer ist als die des Wasserstoffs.

Magnesium — unedel, aber geschützt

Besonders unedle Metalle, wie Natrium oder Kalium, reagieren mit Wasser stürmisch unter Bildung von Basen. Auch Magnesium kann schon bei Zimmertemperatur Wasser zerlegen:

$$2\,Mg + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$$

Das gebildete Magnesiumhydroxid löst sich in Wasser jedoch nur sehr wenig. Es bleibt vielmehr auf dem Metall als dünner Film zurück, der den weiteren Angriff aufhält. Solchen Reaktionshemmungen ist es zu verdanken, daß unsere Gebrauchsmetalle nicht sofort von Wasser angegriffen werden. Wenn wir jedoch etwas Magnesiumpulver mit 5 ml Wasser und einigen Tropfen alkoholischer Phenolphthaleinlösung mehrere Minuten im Reagenzglas zum Sieden erhitzen, so färbt sich die Flüssigkeit rot. Die außerordentlich kleinen Mengen von Magnesiumhydroxid, die sich in Wasser lösen (weniger als ein zehntel Milligramm im Liter), reichen bereits aus, durch die basische Reaktion den Indikator ansprechen zu lassen. Wir haben in diesem kleinen Versuch gleich einen Eindruck von der großen Empfindlichkeit vieler chemischer Reaktionen erhalten.

Nun wollen wir auch noch den Wasserstoff nachweisen, der bei der Zerlegung von Wasser durch Magnesium entsteht. Da in reinem Wasser die Zersetzung wegen der Schutzschichtbildung praktisch zum Stillstand kommt, sorgen wir durch Zusätze dafür, daß die Hydroxidschicht laufend abgebaut wird. Das erreichen wir durch Zugabe kleinster Säuremengen oder von Salzen wie Eisenchlorid oder Natriumchlorid. Wir bringen dazu einige Magnesiumspäne, etwas Magnesiumpulver oder ein Stück Magnesiumband in weite Reagenzgläser. Diese Gläser füllen wir der Reihe nach mit Leitungswasser, mit Wasser, zu dem wir ganz wenig Salzsäure oder Essig hinzufügen, sowie mit verdünnter Eisen(III)-chlorid- oder Kochsalzlösung. In angesäuertem Wasser und in den Salzlösungen beobachten wir die Bildung von Gasbläschen und eine lebhafte Auflösung des Magnesiums. Wenn wir engere Reagenzgläser mit Wasser füllen und umgekehrt in die weiten Gläser eintauchen, so können wir die Gasbläschen auch auffangen. Bei angesäuertem

Wasser erhalten wir bald so viel Gas, daß wir die Knallgasprobe durchführen können.
Die Bildung von oberflächlichen Schutzschichten wird als Passivität bezeichnet. Chrom, Aluminium und viele andere Gebrauchsmetalle würden ohne diese Erscheinung in kürzester Zeit vom Luftsauerstoff oder Wasserdampf zerstört.

Elektrolytische Zerlegung von Wasser

Zur Zerlegung des Wassers mit dem elektrischen Strom benutzt man meist den Hofmannschen Apparat. Wer nicht über einen derartigen Apparat verfügt, kann sich leicht eine ähnliche Vorrichtung selbst aufbauen. Wir brauchen zuerst ein Stück sehr weites Glasrohr (etwa ein Becherglas ohne Boden, dessen scharfkantige Bruchränder wir durch Erhitzen in der Bunsenflamme glätten) oder eine weithalsige Flasche, von der wir — wie im Anhang beschrieben — den Boden absprengen. Die eine Öffnung des Rohres beziehungsweise den Hals der Flasche verschließen wir mit einem großen Gummistopfen, der sehr gut passen muß. In den Stopfen bohren wir in nicht zu kleinem Abstand zwei Löcher, durch die wir zwei Kohlestifte als Elektroden hindurchführen. Solche Kohlestifte erhalten wir käuflich, oder wir entnehmen sie verbrauchten Taschenlampenbatterien. Die Kohlestifte reinigen wir vor der Verwendung durch gründliches Auskochen in Wasser. An die unteren Enden der Kohlestifte schließen wir die Stromzuführungen aus isoliertem Kupferdraht an. Am besten besorgen wir uns beim Elektriker passende Klemmen, an die wir die blanken Drahtenden anlöten. Notfalls genügt auch ein mehrfaches Umwickeln des Stiftes mit Draht, den wir durch Abkratzen sorgfältig vom Isolierlack befreit haben. Die Drähte schließen wir nun an eine Taschenlampenbatterie oder, besser, an einen Bleiakkumulator an. Wer einen Regelwiderstand von einigen Ohm besitzt, sollte ihn in eine Stromzuführung einschalten. Die Geschwindigkeit der Elektrolyse läßt sich dann gut regeln.
Um Wasser zu zerlegen, füllen wir das angefertigte Elektrolysegefäß zu etwa zwei Dritteln mit Wasser, zu dem wir etwas verdünnte Schwefelsäure geben. Reines Wasser leitet nämlich den Strom nur sehr wenig. Bereits kleine Säuremengen erhöhen die Leitfähigkeit stark. Wir stellen die Schwefelsäure-Konzentration am besten auf 2—4 % ein. Vorsicht — auch verdünnte Schwefelsäure wirkt ätzend. Beim Verdünnen in jedem Falle die Säure langsam in das Wasser gießen — niemals umgekehrt.
Wenn die Zelle beschickt ist, schließen wir den Stromkreis. Wir be-

obachten an beiden Elektroden eine Gasentwicklung, die jedoch beim Pluspol (der Anode) geringer ist als beim Minuspol (der Katode). Um die Gase näher zu untersuchen, fangen wir sie auf, indem wir wassergefüllte Reagenzgläser umgekehrt so über die Elektroden stülpen, daß sie nicht auf dem Gummistopfen aufsitzen, da sonst der Stromkreis natürlich weitgehend unterbrochen würde.
In beiden Reagenzgläschen sammeln sich die Gasbläschen. Im Idealfall sollten wir erwarten, daß an der Anode genau halb soviel Gas entwikkelt wird wie an der Katode; denn an der Anode scheidet sich Sauerstoff ab, während an der Katode Wasserstoff freigesetzt wird. Da die Formel des Wassers H_2O lautet, auf 1 Atom Sauerstoff also 2 Atome Wasserstoff entfallen, müssen bei der Zerlegung des Wassers doppelt soviel Wasserstoffatome wie Sauerstoffatome gebildet werden. Andererseits wissen wir aus dem Schulunterricht, daß in gleichen Volumina von Gasen stets gleiche Molekülzahlen enthalten sind (Avogadrosche Regel), sowohl Wasserstoff- als auch Sauerstoffmoleküle enthalten aber 2 Atome des Elements.
Trotz der Richtigkeit dieser Theorie werden wir enttäuscht sein, wenn wir die entwickelten Gasvolumina miteinander vergleichen. Wir erhalten nämlich zuwenig Sauerstoff, da sich ein Teil des Sauerstoffs mit dem Kohlenstoff der Elektrode verbindet. Für genauere Untersuchungen muß man daher Elektroden aus einem Edelmetall (meist Platin) verwenden.

Wir experimentieren mit Gasen

Wenn wir eine genügend kräftige Stromquelle (Akkumulator) benutzen, können wir beträchtliche Mengen der beiden Gase erzeugen und für die folgenden einfachen Versuche verwenden:
Mit wasserstoffgefüllten Gläschen führen wir die Knallgasprobe durch. Sie verläuft im allgemeinen negativ, der entstandene reine Wasserstoff brennt also ruhig ab. Allerdings kann durch unachtsames Aufsetzen der Gläser — oder vor allem bei eng benachbarten Elektroden — durch Vermengung mit gelöstem Sauerstoff eine positive Reaktion auftreten.
Sauerstoff weisen wir mit einem glimmenden Holzspan nach. Wir setzen dazu die Entwicklung fort, bis ein Gläschen möglichst vollständig mit dem Gas gefüllt ist. Dann entzünden wir einen Holzspan, lassen ihn eine kurze Zeit an der Luft brennen und löschen die Flamme durch rasches Ausblasen. Das noch glimmende, verkohlte Ende des Spans führen wir in das Reagenzglas mit dem Sauerstoff ein. Wir beobachten ein Aufflammen des glimmenden Spans.

Mit unserer Elektrolyseeinrichtung wollen wir schließlich auch etwas reines „Knallgas“ erzeugen und zur Explosion bringen. Wir stülpen dazu ein starkwandiges Glas (etwa ein leeres Senf- oder Meerrettichglas), das wir mit Wasser füllen, gleichzeitig über beide Elektroden. Infolgedessen sammelt sich in dem Glas während der Elektrolyse ein Gemisch von Sauerstoff und Wasserstoff an. Sobald sich das Glas einigermaßen gefüllt hat, entnehmen wir es und nähern es, mit der Öffnung nach unten, vorsichtig einer Bunsenflamme. Es folgt eine heftige Explosion, und die Wände des Gefäßes beschlagen sich mit Feuchtigkeit. Wir haben also durch Vereinigung der reinen Elemente die Verbindung Wasser hergestellt. Bei diesem Versuch tragen wir unbedingt eine Schutzbrille!

Außerdem erzeugen wir das Gasgemisch nur in kleinen Mengen, indem wir allerhöchstens Gläser von etwa 250 ml Inhalt benutzen. Die Gläser umwickeln wir mit einem angefeuchteten dicken Tuch (Handtuch), damit wir uns beim eventuellen Zerspringen des Glases nicht verletzen. Schließlich öffnen wir — um die Trommelfelle zu schützen — vor dem Entzünden des Gemisches vorsichtshalber den Mund. Wir wollen auch bemerken, daß bei elektrolytischen Wasserstoffentwicklern manchmal Explosionen auftreten, die auf eine Selbstentzündung von Knallgas durch elektrische Fünkchen oder katalytisch wirkende Verunreinigungen zurückzuführen sind. Auch aus diesem Grunde entwickeln wir nur kleine Gasmengen und halten während des Versuches einen ausreichenden Abstand.

Wasser in Kristallen

Chemikalien gelten normalerweise als besonders rein, wenn sie als einheitliche, möglichst große und wohlgebildete Kristalle vorliegen. Verunreinigte Stoffe bilden erfahrungsgemäß gar keine oder nur kleine und „mißgebildete“ Kristalle. Das bedeutet freilich nicht, daß jeder nichtkristallisierte Stoff verunreinigt ist. Gerade die schönsten und größten Kristalle enthalten aber häufig Kristallwasser, das im Kristall eingeschlossen ist und nur mit Mühe entfernt werden kann, wobei die Kristalle zerfallen. Kristallwasser rechnet der Chemiker nicht zu den Verunreinigungen einer chemischen Verbindung. Und doch muß er bei allen Versuchen die Anwesenheit von Kristallwasser in festen Stoffen berücksichtigen, wenn er quantitativ richtige Resultate erzielen will. Beispielsweise enthalten die prächtigen blauen Kupfersulfat-Kristalle des Handels rund 30 % und die „Kristallsoda“ (Natriumkarbonat) so-

gar 60 % Wasser! Demnach sind in 100 g kristallisiertem Kupfersulfat nur 64 g des wasserfreien Salzes enthalten, und beim Kauf von 1 kg Soda bezahlen wir sogar zwei Drittel Wasser.

Wir weisen Kristallwasser nach

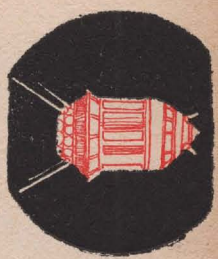
In einem schwerschmelzbaren, gut getrockneten Reagenzglas erhitzen wir eine Messerspitze irgendeines Salzes über der Bunsenflamme zuerst schwach und schließlich stärker. Wir wählen zum Beispiel Kupfersulfat, Kristallsoda, Magnesiumchlorid, Kochsalz und andere Salze. In den meisten Fällen bemerken wir ein Zerspringen der Kriställchen unter Knistern, und im oberen, kühlen Teil des Glases scheiden sich Wassertröpfchen ab. Von den angeführten Salzen enthält lediglich reines Kochsalz (Natriumchlorid) kein Kristallwasser; Kupfersulfat dagegen hinterläßt nach dem Erhitzen nur einen weißen Rückstand des wasserfreien Salzes, die blaue Farbe geht mit dem Kristallwasser vollständig verloren!

Kobaltsalze zeigen einen Farbumschlag von Blau nach Rot, wenn sie Kristallwasser aufnehmen. Mit einigen Körnchen Kobaltchlorid können wir dies nachprüfen, indem wir das Salz im Reagenzglas erhitzen und danach der feuchten Luft aussetzen.

Luft – ein unerschöpflicher Rohstoff

Wir wissen heute sehr gut über die mehr als 1000 km dicke Lufthülle unseres Planeten Bescheid, denn bemannte und unbemannte Ballons, Flugzeuge und Raketen sind in große Höhen des Luftraums vorgedrungen und haben Keimgehalt, Druck, Dichte und Zusammensetzung der Luft gemessen. Auch die künstlichen Erdsatelliten funkten genaue Meßergebnisse zur Erde.

Wer einen normalen Globus von 35 cm Durchmesser besitzt, muß sich um ihn eine 2 cm dicke Schicht vorstellen, um einen Begriff von der Stärke der Lufthülle zu erhalten. $5{,}2 \cdot 10^{15}$ Mp wiegt die Atmosphäre unseres Planeten. Mehr als $4 \cdot 10^{18}$ m^3 beträgt ihr Volumen. Milliardenwerte liegen in der Luft. Physiker und Chemiker verstanden es, sie zu nutzen. So setzte Linde die theoretischen Arbeiten von Andrews, Faraday, Joule und Thomson in die Technik um und entwickelte ein Verfahren zur Luftverflüssigung. Die flüssige Luft ist eine wichtige Quelle für die Gewinnung von Sauerstoff, Stickstoff und Edelgasen. Haber und Bosch schufen ein Verfahren, nach dem der Luftstickstoff an Wasserstoff gebunden werden kann. Was noch im vorigen Jahrhundert utopisch schien, nämlich Düngemittel, Säuren und andere chemische Verbindungen aus der Luft herzustellen, ist in den letzten fünfzig Jahren Wirklichkeit geworden.



Ein interessantes Gemisch

Die Luft wurde bis gegen Ende des 18. Jahrhunderts als ein Stoff einheitlicher Zusammensetzung angesehen. Erst Priestley und Lavoisier gewannen durch Untersuchungen von Verbrennungsvorgängen die Er-

kenntnis, daß Luft eine Mischung der zwei Elemente Stickstoff und Sauerstoff darstellt. Reichlich hundert Jahre später gelang Rayleigh und Ramsay die Entdeckung weiterer Elemente, der Edelgase, in der Luft. Trockene Luft hat folgende Zusammensetzung:

Stickstoff	78,095 Vol.-%
Sauerstoff	20,939 Vol.-%
Kohlendioxid	0,031 Vol.-%
Edelgase	0,935 Vol.-%
davon Argon	0,933 Vol.-%

Auf die restlichen Edelgase entfallen 0,002 Vol.-%. In 1 m^3 Luft sind 15 ml Neon, 5 ml Helium, 1,1 ml Krypton und 0,08 ml Xenon enthalten. Helium wurde bisher hauptsächlich aus Erdgasen gewonnen. Zur Füllung von Luftschiffen und Ballons war es wegen seiner Unbrennbarkeit sehr begehrt. Die sogenannte „Taucherluft" ist eine Mischung aus Sauerstoff und Helium. Sie soll Tauchern die Atmung beim Arbeiten in großen Wassertiefen erleichtern, wird aber auch zur Behandlung Asthmakranker eingesetzt.
Die übrigen Edelgase fallen beim mehrfachen stufenweisen Verdampfen flüssiger Luft an. Neon, das Füllgas vieler Glimmlampen und Reklameleuchtröhren, leuchtet beim Durchgang von elektrischem Strom intensiv orange. Argon zur Füllung von Metallfadenlampen — Krypton und Xenon sind zwar geigneter, aber seltener und demzufolge teurer — wird unter anderem im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" gewonnen.

Experimente mit Sauerstoff

Sauerstoff ist das am weitesten verbreitete Element. In der Atmosphäre der Erde ist er, wie wir bereits hörten, mit 21 Vol.-% vertreten, die erforschte 16 km dicke Erdrinde — die Lithosphäre — besteht gewichtsmäßig zur Hälfte aus Sauerstoff, und die Wasserhülle — die Hydrosphäre — enthält ihn zu 89 Masse-%.
Pflanze, Tier und Mensch sind auf Sauerstoff angewiesen, denn der normale Ablauf von Lebensvorgängen ist nur in Gegenwart von Sauerstoff möglich. Industrie und Technik brauchen ihn für die zahlreichen Oxydationsprozesse; in vielen chemischen Verbindungen ist er enthalten.
Wenn wir reinen Sauerstoff herstellen wollen, müssen wir auf sauerstoffreiche Chemikalien zurückgreifen. Dazu gehören Nitrate und Chlorate, also Salze der Salpetersäure und der Chlorsäure, sowie Peroxide.

Die Technik beschreitet andere Wege. Sie nutzt die weit billigeren Rohstoffquellen Luft und Wasser aus, denn sie braucht die Stoffe zu Tausenden von Tonnen. Ihre Apparaturen sind komplizierter und teurer. Im Laboratorium liegen die Verhältnisse umgekehrt. Bei unseren Versuchen kommen wir oft mit wenigen ml des Gases aus, die Apparate müssen aber billig und leicht zu bedienen sein. Bei den geringen Mengen, die wir herstellen, fällt der höhere Preis der Ausgangsstoffe nicht entscheidend ins Gewicht.

Sauerstoffdarstellung mit einfachen Mitteln

Wir befestigen ein möglichst schwer schmelzbares Reagenzglas am Stativ und füllen es mit 5 g gepulvertem „Salpeter", Kaliumnitrat KNO_3, oder Natriumnitrat $NaNO_3$. Unter das Reagenzglas stellen wir eine mit Sand gefüllte Schale als feuerfeste Unterlage, denn es kommt bei diesem Versuch oft vor, daß das Glas schmilzt und die heiße Masse heraustropft. Deshalb halten wir auch den Brenner beim Erhitzen seitlich. Wenn wir kräftig erhitzen, schmilzt der Salpeter, und aus der Schmelze entweicht der Sauerstoff, den wir mit der Spanprobe — glimmender Holzspan entflammt im Sauerstoff — nachweisen. Dabei geht das Kaliumnitrat in Kaliumnitrit über. Dann werfen wir mittels einer Tiegelzange oder Pinzette ein erbsengroßes Stück Stangenschwefel in die Salpeterschmelze. (Keinesfalls das Gesicht über das Reagenzglas halten!) Der Schwefel entzündet sich und verbrennt unter lebhafter Feuer- und Lichterscheinung. Wegen der sich entwickelnden giftigen Schwefeloxide müssen wir den Versuch bei geöffnetem Fenster ausführen. Das gebildete Nitrit heben wir für spätere Versuche auf.

Der Vorgang verläuft wie folgt:

$$2\,KNO_3 \xrightarrow{\text{erhitzen}} 2\,KNO_2 + O_2\uparrow$$

Wir wollen nun einige andere Methoden der Sauerstoffdarstellung kennenlernen.

Kaliumpermanganat, $KMnO_4$, das Kaliumsalz der Übermangansäure, gibt beim Erhitzen Sauerstoff ab und wandelt sich dabei in Mangandioxid um.

$$4\,KMnO_4 \longrightarrow 4\,MnO_2 + 2\,K_2O + 3\,O_2$$

Aus 10 Gramm Kaliumpermanganat können wir etwa 1 Liter Sauerstoff gewinnen, das heißt also, daß 2 Gramm ausreichen, um 5 Reagenzgläser von Normalgröße mit Sauerstoff zu füllen. Kaliumper-

manganat erhalten wir in jeder Drogerie, wenn wir es nicht bereits in der Hausapotheke vorfanden.

In einem schwerschmelzbaren Reagenzglas erhitzen wir etwas Kaliumpermanganat und fangen den entstehenden Sauerstoff pneumatisch in Reagenzgläsern auf. Die Kristalle zerfallen unter Knistern. Meist wird etwas staubförmiges Permanganat mitgerissen. Das Wasser in der pneumatischen Wanne und die Ableitungsrohre färben sich dann rötlich. Wir reinigen sie nach Beendigung des Versuches mit einer Natriumthiosulfatlösung (Fixiersalzlösung), die wir mit etwas verdünnter Salzsäure ansäuern.

Sauerstoff in größerer Menge können wir uns auch aus Wasserstoffperoxid, H_2O_2, herstellen. Wir erhalten im Handel eine 3%ige Lösung als Desinfektionsmittel und zur Wundbehandlung. Wasserstoffperoxid ist nur begrenzt haltbar. Es zerfällt bereits beim Stehen an der Luft in Wasser und Sauerstoff.

$$2\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + O_2$$

Der Zerfall wird wesentlich beschleunigt, wenn wir ihm etwas Mangandioxid (MnO_2, Braunsteinpulver), Aktivkohle, Metallpulver, Blut (geronnen oder frisch) oder Speichel zusetzen. Diese Stoffe wirken als Katalysatoren. Wir wollen das gleich überprüfen, indem wir in Halbmikroreagenzgläsern je etwa 1 ml Wasserstoffperoxid mit einem der genannten Stoffe versetzen und den entstehenden Sauerstoff durch die Spanprobe nachweisen. Geben wir in einem Becherglas zu etwa 5 ml 3%igem Wasserstoffperoxid die gleiche Menge Tierblut, so schäumt die Mischung sehr stark, der Schaum erstarrt und ist durch die Sauerstoffblasen aufgebläht.

In weiteren Versuchen prüfen wir die katalytische Wirkung von Kupfersulfatlösung (10%ig, mit und ohne Zugabe von Kalilauge), dergleichen Eisen(II)-sulfatlösung, Eisen(III)-chloridlösung (mit und ohne Zusatz von Eisenpulver), Natriumkarbonat, Natriumchlorid und organischen Substanzen (Milch, Zucker, zerstoßenen Blättern von grünen Pflanzen usw.).

Wir werden erkennen, daß die verschiedenartigsten Stoffe den Zerfall des Wasserstoffperoxids katalytisch beschleunigen.

Katalysatoren erhöhen die Reaktionsgeschwindigkeit eines chemischen Vorgangs, ohne sich dabei selbst zu verbrauchen. Sie setzen die zur Auslösung einer Reaktion notwendige Aktivierungsenergie um einen bestimmten Betrag herab.

Es gibt auch Stoffe, die in umgekehrter Weise wirken. Diese heißen dann negative Katalysatoren (Antikatalysatoren, Stabilisatoren, Inhibitoren). So wirkt zum Beispiel Phosphorsäure dem Zerfall von Was-

serstoffperoxid entgegen. Deshalb ist das im Handel erhältliche Wasserstoffperoxid durch einen Zusatz von Phosphorsäure oder auch durch Harnsäure stabilisiert worden.

Katalysatoren sind für zahlreiche großtechnisch chemische Prozesse unerläßlich. Vergessen wir aber auch nicht, daß in der belebten Natur viele Vorgänge durch sogenannte Biokatalysatoren (Enzyme, Fermente, Hormone) gesteuert werden. Da sich Katalysatoren nicht verbrauchen, vermögen sie schon in geringsten Mengen zu wirken. 1 Gramm Labferment vermag zum Beispiel 400 bis 800 kg Milcheiweiß zum Gerinnen zu bringen.

Von besonderer Bedeutung für die Wirkung eines Katalysators ist die Größe seiner Oberfläche. Man erzielt große Oberflächen, indem man poröse, zerklüftete Stoffe mit großer „innerer Oberfläche" verwendet, die kompakten Stoffe pulverisiert oder Metalle auf sogenannten Trägersubstanzen aufdampft. So enthalten zum Beispiel 100 g eines Platinträgerkatalysators nur etwa 200 mg Platin. 1 g kompaktes Nickel hat eine Oberfläche von 0,8 cm^2; 1 g Nickelpulver dagegen 10 m^2. Das entspricht einem Verhältnis von 1:100 000. 1 g aktive Tonerde weist eine Oberfläche von 200 bis 300 m^2 auf, bei 1 g Aktivkohle sind es sogar 1000 m^2.

Die Katalysatoren in einer einzigen Anlage repräsentieren oft einen Wert von mehreren Millionen Mark. So enthält ein 18 m hoher Benzinkontaktofen in Böhlen 9 bis 10 t Katalysator.

Wir verbrennen Eisen

Den aufgefangenen Sauerstoff verwenden wir für Oxydationsversuche. Wir geben in die mit Sauerstoff gefüllten Reagenzgläser kleine Proben von möglichst fein zerkleinertem Blei, Kupfer, Aluminium, Zink und Zinn und verschließen die Gläser lose mit Watte. Beim Erhitzen verbrennen die Metalle sehr lebhaft zu Oxiden. Auch die Verbrennung eines dünnen Eisendrahtes gelingt in reinem Sauerstoff. Wir wickeln den Draht spiralförmig auf und befestigen an einem Ende ein Stück mit Paraffin getränktes Holz, das wir anzünden. Der Draht wird nun möglichst schnell in ein mit Sauerstoff gefülltes weites Glasgefäß gehalten. Um ein Springen des Gefäßes durch herabfallende heiße Teilchen zu vermeiden, ist es erforderlich, dessen Boden mit einer Sand- oder Wasserschicht zu bedecken. Der Draht verbrennt unter lebhaftem Funkensprühen zu dunklem Eisen(II,III)-oxid, sogenanntem Hammerschlag.

$$3\,Fe + 2\,O_2 \longrightarrow Fe_3O_4$$

Sauerstoff ist ein farbloses, geruch- und geschmackloses Gas, das in Wasser zum Teil löslich ist. 1 Liter Sauerstoff wiegt bei 0 °C und 760 Torr 1,429 g. Sauerstoff ist demzufolge schwerer als Luft, von der 1 Liter unter gleichen Bedingungen 1,293 g wiegt. Sauerstoff verbindet sich mit fast allen Metallen und Nichtmetallen unter Bildung von Oxiden.

Atomarer Sauerstoff

Sauerstoff kommt in der Natur in zweiatomigen Molekülen vor. Atomarer Sauerstoff, O, besitzt eine außerordentlich große Oxydationswirkung. Er entsteht unter anderem beim Zerfall von Ozon, dessen Moleküle 3 Sauerstoffatome enthalten:

$$O_3 \longrightarrow O_2 + O$$

Ozon bildet sich, wenn man in einer Porzellanschale 1 ml konzentrierte Schwefelsäure mit wenig feinpulverisiertem Kaliumpermanganat bestreut. (Schutzbrille tragen! Explosionsgefahr!)
Über die Schale halten wir
a) ein Stück Jodkaliumstärkepapier,
b) einen Streifen feuchtes Lackmuspapier.
Aus dem Kaliumjodid wird freies Jod gebildet, das mit Stärke eine Blaufärbung ergibt (Jodstärkereaktion); das Lackmuspapier wird gebleicht.

Schließlich tauchen wir in das Schwefelsäure-Permanganat-Gemisch an einem langen Glasstab etwas Watte ein, die mit Alkohol oder Terpentinöl getränkt ist. Die Watte verbrennt explosiv.
Ozon, das vor allem in den höheren Luftschichten — 30 bis 45 km Höhe, Ozonosphäre — unter dem Einfluß der ultravioletten Strahlen sowie bei Gewittern entsteht, wird in der Technik meist durch „stille elektrische Entladungen" im „Ozonisator" hergestellt. Man benutzt es zur Desinfektion und Luftverbesserung in Räumen — Krankenhäusern, Kühlräumen — und zur Entkeimung von Trinkwasser.

Leuna atmet Stickstoff

Hätte zur Jahrhundertwende der Geographieprofessor eines Berliner Gymnasiums einen seiner Schüler nach Leuna gefragt, so hätte er wohl kaum eine befriedigende Antwort erhalten. Leuna war damals ein Dorf mit kaum dreihundert Einwohnern im „Regierungsbezirk" Merseburg.

Ein Geographiebuch des Jahres 1899 berichtet, daß sich dort „ergiebige Braunkohlenlager" befinden als „Grundlage einer großartigen Herstellung von Preßtorf, Erdwachs (Paraffin) und Erdöl (Solaröl)".

Auf die gleiche Frage seines Lehrers antwortet heute ein Schüler ohne langes Überlegen, daß Leuna an der Bahnstrecke Merseburg-Großkorbetha liegt und daß sich dort der größte Chemiebetrieb der Republik befindet. Leuna ist in wenigen Jahren berühmt geworden.

Die Geschichte des Leuna-Werkes ist zugleich ein Stück deutscher Geschichte. Sie begann im ersten Weltkrieg und schien im zweiten Weltkrieg zu enden. 1908 wurde der Leiter des Instituts für Physikalische Chemie und Elektrochemie an der Technischen Hochschule Karlsruhe, Professor Dr. Haber, von dem späteren Leiter der Stickstoffabteilung der Badischen Anilin- und Sodafabrik, Carl Bosch, als Mitarbeiter gewonnen. Gemeinsam mit Dr. Mittasch und Ing. Lappe führten sie von 1909 bis 1912 in einem eigens dafür eingerichteten Hochdrucklabor mehr als 10 000 Versuchsreihen durch mit dem Ziel, den Stickstoff der Luft im Beisein von Katalysatoren mit Wasserstoff zu Ammoniak, dem Ausgangsstoff für viele Arten von Sprengstoffen und künstlichem Dünger, zu vereinigen. Es entstand das „Haber-Bosch-Verfahren".

Carl Bosch wählte den Standort für die Einrichtung einer Großanlage zu dieser Ammoniaksynthese aus. Am 28. Mai 1916 begann der Bau des „Ammoniakwerk Merseburg G.m.b.H.". An der Westfront tobte die Schlacht in unverminderter Stärke. Elf Monate nach dem ersten Spatenstich, am 27. April 1917, rollten die ersten Kesselwagen mit Ammoniak aus dem Betrieb. Die deutsche Heeresleitung atmete auf, wußte sie doch, daß aus Ammoniak Sprengstoffe entstehen können, neue Rohstoffe für den mörderischen Krieg.

Durch Massenstreiks führten die Leuna-Arbeiter einen entschiedenen Kampf gegen den Krieg.

Als die Reaktion im März des Jahres 1921 mit Polizeiterror die revolutionären Aktionen zu unterdrücken suchte, griffen die Arbeiter zur Waffe.

Das Werk bei Leuna wuchs unaufhörlich weiter. Ammoniak blieb nicht sein einziges Produkt. Zwei Jahre später begann die Ammoniumsulfatproduktion, 1923 kam die Methanolsynthese hinzu, seit 1927 wird in Leuna Benzin gewonnen.

1945 schien das Riesenwerk für immer tot zu sein. 10 000 Bomben, bei 23 Angriffen geworfen, hatten es zu 80 % zerstört. Dank sowjetischer Hilfe entstand es neu, zunächst als Betrieb der Sowjetischen Staatlichen Aktiengesellschaft für Mineraldünger. Seit 1954 ist es Eigentum des deutschen Volkes und trägt den Namen des großen deutschen Arbeiterführers Walter Ulbricht.

4 km² groß ist die Anlage. In den beiden 1,7 km entfernten Bahnhöfen „Leuna-Werke Nord" und „Leuna-Werke Süd" treffen täglich viele der 30 000 Beschäftigten aus der näheren und weiteren Umgebung ein. 13 riesige Schornsteine, Kühl- und Fraktioniertürme, langgestreckte Hallen und Silos prägen die Silhouette des Werkes. Rund 375 000 t Stickstoff, 716 000 t Treibstoff, 65 000 t Methanol, 13 500 t Phenol, 12 000 t Harnstoff, 12 000 t Methanal, 7500 t Caprolactam, das sind nur einige der Planzahlen. In über 1000 Güterwagen kommen täglich Rohmaterialien und rollen die Fertigprodukte aus dem Werk. 6 Millionen t Braunkohle im Jahr, 25 000 bis 30 000 m³ Wasser pro Stunde und dazu Millionen m³ Luft frißt der Gigant.
Morgen schon sind diese Zahlen überholt, denn der VEB Leuna-Werke wächst weiter, und im Betriebsteil Leuna II werden 3000 Arbeiter dank der Automatisierung wertmäßig genausoviel produzieren wie die 30 000 Arbeiter in Leuna I. Die Anlagen der ersten Ausbaustufe von Leuna II nahmen am 1. Februar 1966 den Betrieb auf.

Versuche mit Ammoniak und Salpetersäure

Beim Haber-Bosch-Verfahren wird aus Luft, Wasserdampf und Braunkohle oder Braunkohlenkoks, beziehungsweise durch Öldruckvergasung aus Erdölrückständen (im VEB Leuna-Werke wurde mit der Umstellung der Gaserzeugung auf dieses Verfahren bereits 1966 begonnen) ein stickstoff- und wasserstoffhaltiges Gasgemisch erzeugt, das nach gründlicher Reinigung — Entfernung von Schwefel, Kohlenmonoxid und Kohlendioxid — bei 240 at Druck und 420 bis 610 °C an Eisen-Mischkatalysatoren zu Ammoniak umgesetzt wird.

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftarrows 2\,NH_3 + \text{Wärme}$$

Der Ammoniakspringbrunnen

Ammoniak ist ein farbloses Gas, das die Atemwege reizt. In großer Konzentration ist es giftig. Ammoniak ist leichter als Luft, sein Litergewicht beträgt 0,7709 g. Von seiner außerordentlich guten Löslichkeit in Wasser wollen wir uns durch den folgenden Versuch überzeugen.
Wir treiben aus käuflicher Ammoniaklösung — Ammoniumhydroxid, Salmiakgeist, NH_4OH, konzentriert 25%ig — durch Erwärmen Ammoniak aus, das wir in einem trockenen Rundkolben auffangen. (Auf keinen Fall verwenden wir Stehkolben oder gar Erlenmeyerkolben! Diese

Gefäße widerstehen dem Unterdruck nicht und werden durch Implosion zerstört. Die stabilen Unterteile von Gaswaschflaschen sind für diesen Versuch ebenfalls geeignet.) Wir verschließen dann den Kolben mit einem Gummistopfen, in dessen Bohrung ein zur Spitze ausgezogenes Glasrohr steckt. Durch Eintauchen des Kolbens in ein großes mit Wasser gefülltes Becherglas versuchen wir, einige Tropfen Wasser durch das Glasrohr in das Innere des Kolbens zu bringen. Wegen der großen Löslichkeit von Ammoniak — 1 Raumteil Wasser löst bei 20 °C 702 Raumteile Ammoniak — löst sich sofort ein großer Teil des Gases. Es entsteht ein luftverdünnter Raum, der äußere Luftdruck drückt das Wasser aus dem Becherglas mit großer Heftigkeit in den Kolben.

Wir gewinnen Salpetersäure

Ammoniak kann durch katalytische Oxydation (Ostwald-Verfahren) in Salpetersäure übergeführt werden. Beim technischen Verfahren, das in unserer Republik im VEB Farbenfabrik Wolfen und im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld durchgeführt wird, leitet man ein Ammoniak-Luft-Gemisch mit großer Geschwindigkeit über Platin-Kobalt-Katalysatoren. Das dabei entstehende farblose Stickstoffmonoxid NO setzt sich zuerst mit Luft zum braunen Stickstoffdioxid NO_2, dann mit weiterem Sauerstoff und Wasser zu Salpatersäure um.

$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \longrightarrow 4\,NO + 6\,H_2O$$
$$4\,NO + 2\,O_2 \longrightarrow 4\,NO_2$$
$$4\,NO_2 + O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 4\,HNO_3$$

In der obenstehend abgebildeten Apparatur wollen wir Ammoniak oxydieren. Wir stellen uns den Katalysator her, indem wir eine Eisen-(III)-chloridlösung tropfenweise mit Ammoniumhydroxid versetzen.

Dabei fällt ein brauner Niederschlag von Eisen(III)-hydroxid aus. Wir filtrieren ihn ab, waschen ihn auf dem Filter mit kaltem Wasser, verrühren die noch feuchte Masse mit Asbest — möglichst fasrige Abfälle aus Bügeleisen-Untersetzern, Reste von Asbestschnur usw. — und glühen das Ganze kräftig durch. Dabei scheidet sich Eisen(III)-oxid auf dem Asbest ab.

Wir saugen zuerst mittels einer Wasserstrahlluftpumpe — notfalls genügt auch ein Gummigebläse, mit dem wir Luft durch die Apparatur drücken — einen Luftstrom durch die Anlage (Quetschhahn I öffnen, II schließen) und erhitzen den Katalysator kräftig. Dann verschließen wir Quetschhahn I und öffnen Quetschhahn II. Der Luftstrom reißt Ammoniak mit, das nach der Trocknung — U-Rohr mit Branntkalk, CaO — am Katalysator zu Stickstoffmonoxid oxydiert wird. Dieses setzt sich in dem Erlenmeyerkolben mit Luftsauerstoff zum Dioxid um. In dem Reagenzglas mit seitlichem Ansatz bildet sich schließlich Salpetersäure. Sie ist zwar sehr verdünnt, doch können wir die saure Reaktion mittels Lackmuspapier und die Nitrationen wie auf Seite 312 beschrieben nachweisen.

Salpetersäure ist eine farblose, stark ätzende Flüssigkeit. Die konzentrierte Säure — 69,2 % HNO_3, Dichte 1,41 g/cm³ — gibt verhältnismäßig leicht Sauerstoff ab. Sie ist deshalb ein starkes Oxydationsmittel. Wegen dieser Eigenschaft löst sie auch verschiedene edle Metalle wie Kupfer, Quecksilber und Silber. Gold greift sie nicht an. Darum kann man Gold mittels konzentrierter Salpetersäure — „Scheidewasser" — von Silber trennen. Eine Mischung von 1 Raumteil konzentrierter Salpetersäure und 3 Raumteilen konzentrierter Salzsäure, das „Königswasser", löst jedoch Gold und auch Platin.

Wir können uns eine Salpetersäure hoher Konzentration herstellen, indem wir in einer Retorte 56 g trockenen, feinpulvrigen Kalisalpeter, KNO_3, mit 32 ml konzentrierter Schwefelsäure mischen und die entstehende Salpetersäure in eine gut gekühlte Vorlage überdestillieren. Sollte unsere Retorte einen Tubus haben, so verschließen wir ihn mit einem Stopfen (Kork), den wir mit Aluminiumfolie umwickelten. Den Hals der Retorte schieben wir möglichst weit in die Vorlage. Die Vorlage kühlen wir in einem Glas mit Eiswasser oder mit fließendem Leitungswasser. Zu diesem Zweck setzen wir die Vorlage in einen Trichter, befestigen über der Retorte den Kühlwasserschlauch und leiten das Kühlwasser vom Trichter mittels Schlauch in den Ausguß oder in einen Eimer. Das Auftreten giftiger brauner Dämpfe — NO_2 — zeigt uns das Ende des Versuches an.

$$2\,KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,HNO_3$$

Die Salpetersäure wurde früher ausschließlich nach diesem Verfahren hergestellt. Das in Chile in großen Mengen vorkommende Natriumnitrat, $NaNO_3$, der Natronsalpeter, Chilesalpeter, bildete den Ausgangsstoff.

Kohlensäure – ein Hilfsstoff der Kältetechnik

Wer nach anstrengender Arbeit oder langer Wanderung auf staubiger Straße zur Selterswasser- oder Limonadenflasche greift, wird die erfrischende Wirkung dieser Getränke schätzen. Freunde von Mixgetränken benutzen den „Heimsprudler", der Kenner lobt den steifen Schaum des Bieres, lustig perlt der Sekt im Glase bei festlicher Gesellschaft. Winzige Gasbläschen treiben den Brot- und Kuchenteig auf und sorgen dafür, daß die Brötchen schön locker werden. In jedem Falle wirkt hier ein Gas, das Kohlendioxid. Tausende Kubikmeter dieser Verbindung strömen auch täglich aus den Schornsteinen der Häuser und Fabriken. Im Kreislauf der Natur spielt es eine entscheidende Rolle, viele chemische Prozesse bauen auf ihm auf, und in fester Form stellt es ein außerordentlich häufig gebrauchtes Kältemittel dar, das Trockeneis.
Wir wollen uns zunächst durch einige Versuche mit den wichtigsten Eigenschaften des Kohlendioxids vertraut machen. Bekanntlich ist Kohlendioxid das Anhydrid der Kohlensäure.

$$H_2O + CO_2 \rightleftharpoons H_2CO_3$$

Aus dem Chemieunterricht wissen wir, daß viele Säuren durch Reaktion von Nichtmetalloxiden mit Wasser entstehen. Anhydride sind chemische Verbindungen, die aus anderen Verbindungen durch Wasserabspaltung entstehen oder, umgekehrt, durch Wasseraufnahme wieder in die Ausgangsverbindungen übergehen. Die Verbindungen der Anhydride mit Wasser werden auch Hydrate genannt. Die Kohlensäure ist ein wenig beständiges Hydrat des Kohlendioxids. Sie ist in reinem Zustand nicht existenzfähig. Das durch die obige Gleichung dargestellte Gleichgewicht ist also stark nach der Seite der Ausgangsstoffe verschoben.
Wie wir bereits im 8. Schuljahr lernten, dissoziiert Kohlensäure in 2 Stufen und bildet demzufolge zwei Reihen von Salzen, die Hydrogenkarbonate und die Karbonate:

1. $H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$ und
2. $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{--}$

Addieren wir beide Gleichungen, so erhalten wir:

$$H_2CO_3 \rightleftarrows 2\,H^+ + CO_3^{--}$$

Die Dissoziationskonstante K_D, die sich ergibt, wenn wir das Dissoziationsgleichgewicht im Massenwirkungsgesetz beschreiben,

$$K_D = \frac{[H^+]^2\,[CO_3^{--}]}{[H_2CO_3]},$$

beträgt bei 25 °C genau $2{,}4 \cdot 10^{-16}$ Mol²/l². Daraus ersehen wir, daß die Kohlensäure zu den schwachen Elektrolyten gehört, zu denen wir im allgemeinen alle die rechnen, deren K_D kleiner als 10^{-4} Mol²/l² ist.

Wir stellen Kohlendioxid her

Wir wollen Kohlendioxid aus Salzen der Kohlensäure, aus Karbonaten, herstellen, indem wir es durch stärkere Säuren austreiben. In der Technik gewinnt man es durch Kalkbrennen, das heißt durch Erhitzen von Kalkstein auf ungefähr 1000 °C.

$$\underset{\text{(Kalkstein)}}{CaCO_3} \xrightarrow{\text{ca. 1000 °C}} \underset{\text{(Branntkalk)}}{CaO} + CO_2$$

Im Labor arbeiten wir am billigsten, wenn wir Marmorstückchen — Kalziumkarbonat, $CaCO_3$ — in einem Gasentwickler mit 20%iger Salzsäure übergießen.

$$CaCO_3 + 2\,HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

Selbstverständlich sind auch andere Karbonate — die Soda, Natriumkarbonat, Na_2CO_3; die Pottasche, Kaliumkarbonat, K_2CO_3, und Natron, Natriumhydrogenkarbonat, $NaHCO_3$ — und eine Reihe von Säuren geeignet. Selbst die verhältnismäßig schwachen Säuren Essigsäure, Weinsäure und Zitronensäure können wir verwenden.

Das dem Gasentwickler entströmende Kohlendioxid fangen wir pneumatisch oder, besser, durch Luftverdrängung auf. Kohlendioxid ist schwerer als Luft — 1 l wiegt bei 0 °C und 760 Torr 1,977 g —, wir können es deshalb in aufrecht stehende Gefäße einfüllen, indem wir das Gaseinleitungsrohr bis zum Boden des Gefäßes führen. Da ein brennender Span in einer Kohlendioxidatmosphäre erlischt, können wir auf diese Weise den jeweiligen Füllstand unseres Gefäßes prüfen.

Es gibt eine Faustregel, die uns weiterhilft, wenn wir wissen wollen, ob ein Gas schwerer oder leichter ist als Luft. Wir nehmen für die Luft eine relative Molekülmasse von 29 an und vergleichen die Molekül-

massen (M) der Gase mit dieser Zahl (Beispiel: CH_4, Methan, ist $M = 16$, d. h. leichter als Luft; bei N_2 ist $M = 28$, d. h. wenig leichter als Luft; bei SO_2 ist $M = 64$, und bei CO_2 ist $M = 44$, d. h., beide Gase sind wesentlich schwerer als Luft).

Versuche mit Kohlendioxid

Kohlendioxid ergibt mit Kalkwasser einen Niederschlag von Kalziumkarbonat, der sich bei weiterem Einleiten des Gases zu löslichem Kalziumhydrogenkarbonat umsetzt.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow \underset{\text{(unlöslich)}}{CaCO_3} + H_2O$$

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow \underset{\text{(löslich)}}{Ca(HCO_3)_2}$$

Kalkwasser stellen wir uns her, indem wir in einem Becherglas einen Löffel gebrannten oder gelöschten Kalk (Augen schützen!) mit Wasser übergießen und die klare Lösung durch Filtration von dem ungelösten trennen oder ein Stückchen Kalziumkarbid in ein Becherglas voll Wasser werfen und nach Aufhören der Gasentwicklung filtrieren. Geringe Mengen von Kohlensäuresalzen weisen wir nach, indem wir in einem Halbmikroreagenzglas einige Stäubchen eines Karbonats mit 2 Tropfen Salzsäure zur Reaktion bringen, das entstandene Kohlendioxid mit einer Pipette (nicht mit dem Mund, der Atem enthält CO_2!) über der Flüssigkeit absaugen und in einem zweiten Reagenzglas in Kalkwasser drücken.

Wie wir bereits feststellten, ist Kohlendioxid 1,5mal schwerer als Luft. Wir können es deshalb ähnlich wie Wasser umgießen. Wir füllen ein Becherglas mit Kohlendioxid und gießen das unsichtbare Gas vorsichtig, damit nichts „danebenläuft", in ein zweites Becherglas um. Dort weisen wir sein Vorhandensein mit der Spanprobe nach. Der durch den erlöschenden Span gebildete Rauch schwebt auf dem CO_2. Das Umgießen des Kohlendioxids kann sichtbar gemacht werden, wenn wir in das erste mit CO_2 gefüllte Becherglas 2 Tropfen konzentrierte Salzsäure und 2 Tropfen konzentriertes Ammoniumhydroxid geben und durch vorsichtiges Rühren mit einem Glasstab den gebildeten Salmiaknebel unter das Kohlendioxid mischen.

Besonderen Spaß bereitet auch das „Ausgießen" einer Kerze mit Kohlendioxid.

Wir füllen ein weites Gefäß (Schüssel) zur Hälfte mit Kohlendioxid und lassen aus nicht zu großer Höhe Seifenblasen auf das Gas fallen. Nach einigen vergeblichen Versuchen wird es uns schließlich gelingen,

eine Seifenblase zu erhalten, die auf dem Gas schwebt. Die Lösung für die Seifenblasen stellen wir uns aus Schmierseife her, die wir in kaltem destilliertem Wasser lösen. Nach einigen Stunden geben wir dann zu der Lösung einige Tropfen Propantriol.

Wir füllen ein Reagenzglas mit Kohlendioxid, gießen 1 bis 2 ml Natron- oder Kalilauge hinein, verschließen das Glas sofort mit dem angefeuchteten Daumen und schütteln. (Vorsicht! Keine Lauge verspritzen! Nach dem Versuch sofort Hände reinigen!) Es bleibt frei am Daumen schweben. Öffnen wir es unter Wasser mit der Öffnung nach unten, dringt dieses in das Glas ein und füllt es zum großen Teil.

Kohlendioxid reagiert mit dem Natrium- oder Kaliumhydroxid unter Bildung von Karbonaten. Dadurch entsteht im Reagenzglas ein Unterdruck. Der äußere Luftdruck preßt das Glas fest gegen den Daumen.

Diese Reaktion wendet man an, wenn es gilt, aus einem Gasgemisch das Kohlendioxid zu entfernen. Man leitet das Gemisch durch mehrere Waschflaschen, die mit der Lauge beschickt sind.

Wir besorgen uns eine Kohlendioxidpatrone, wie sie bei dem „MEDI-Heimsprudler" des VEB Medizintechnik Leipzig Verwendung findet. Die Patrone setzen wir mit der Verschlußseite (Aluminiumplättchen) auf die Spitze einer Stiefelzwecke, bringen das Ganze in ein dünnes Baumwolltuch (Taschentuch) und schlagen mit einem Hammer kräftig auf den Boden der Patrone. Unter heftigem Zischen entweicht das Kohlendioxid, weiße Dämpfe dringen durch die Poren des Tuches, im Tuch selbst bleibt ein weißer Rückstand, der Kohlensäureschnee.

Kohlendioxid läßt sich unterhalb von −31,3 °C (kritische Temperatur) durch Anwendung von Druck verflüssigen. In der Patrone befand sich flüssiges CO_2. Wird bei dem Schlag das Verschlußplättchen durchstoßen, so strömt das CO_2 aus und verdampft sehr schnell. Durch die Verdampfung und die bei der Ausdehnung geleistete Arbeit kühlt sich das Gas sehr stark ab, und ein Teil kondensiert.

Kohlensäureschnee dürfen wir nicht zwischen den Fingern zusammendrücken (Erfrierung der Haut!). Außerdem achten wir darauf, daß nichts in die Augen kommt. Beim Arbeiten keine Ringe tragen!

In Blöcke gepreßter Kohlensäureschnee wird als „Trockeneis" verkauft und vor allem zur Kühlung von Nahrungsmitteln verwendet. Trockeneis besitzt eine doppelt so große Kälteleistung wie Wassereis und hat außerdem den Vorteil, daß es rückstandslos verdampft. Trockeneis erhalten wir vom Kühlstengel- und Feinfrostverkäufer, denn es dient als Kühlmittel in Tiefkühltruhen. Mit Trockeneis lassen sich einige interessante Versuche ausführen.

Wir füllen eine Bier- oder Seltersflasche zu vier Fünfteln mit Fruchtsaft oder Wasser, werfen ein Stückchen Trockeneis hinein, verschließen so-

fort, warten einige Minuten und schütteln dann kräftig. Es entsteht ein sprudelndes Getränk. (Auf keinen Fall zuviel Trockeneis nehmen, eine erbsengroße Menge genügt, da die Flasche sonst explodieren kann. Sicherheitshalber umwickeln wir sie mit einem festen Handtuch.)

Ein Stückchen Trockeneis werfen wir in einen zu drei Vierteln mit Wasser gefüllten Stehkolben — Milchflasche oder ähnliches —, der mit einem einfach durchbohrten Stopfen verschlossen ist. In der Bohrung steckt ein zur Spitze ausgezogenes Glasrohr. Es endet dicht über dem Boden des Gefäßes. Das Wasser spritzt bald mit kräftigem Strahl aus dem Rohr.

Bei Feuerlöschern wird Kohlendioxid oft zum Heraustreiben des Löschmittels verwendet. Nach der nebenstehenden Abbildung können wir uns das Modell eines Schaumlöschers zusammenbauen.

Einige Stückchen Trockeneis, die wir in einen Leinenbeutel gefüllt haben, zerkleinern wir durch Klopfen mit einem Hammer. (Schutzbrille tragen!) Wir verrühren die Masse in einer Porzellanschale mit Propanon oder Brennspiritus zu einem Brei. In diesen tauchen wir ein Stück Gummischlauch, Blumen und kleine Früchte. Die Kältemischung hat eine Temperatur von ungefähr —80 °C. Der eingetauchte Gummischlauch wird hart und zerspringt, wenn wir mit einem Hammer draufschlagen. Die Blumen und Früchte gefrieren und splittern beim Hinwerfen.

Salze = Base + Säure

2

Chloralkali – Fundament des Chemieprogramms

Die Araber stellten durch Auslaugen von Pflanzenaschen Salze her, die sie „Kali" oder „Alkali" nannten (al kalja = aus Pflanzenaschen stammend). In Anlehnung daran bezeichnen wir heute noch die Metalle Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium und Zäsium als Alkalimetalle, ihre Verbindungen mit Chlor als Chloralkalien. Diese Salze finden sich gelöst im Meerwasser und in zum Teil mächtigen und abbauwürdigen Lagern in der Erde.

Die DDR verfügt über bedeutende Steinsalz- und Kalisalzlagerstätten. Salze sind wichtige Rohstoffe für unsere Chemieindustrie und für den Export. Salz war schon früher, zu allen Zeiten und bei vielen Völkern, ein wichtiger Handelsartikel.

In „Salzgärten" gewinnen es die Küstenbewohner der warmen Länder, bergmännisch wurde es dort abgebaut, wo es leicht zugänglich war. Seit vielen Jahrhunderten werden die Salzlösungen, die „Solen", die man aus großer Tiefe hochpumpt, in „Salinen" zu Speisesalz verarbeitet. 1816 wurde das erste Steinsalzlager Deutschlands erbohrt. Vier Jahre dauerte die Bohrung, die von 1839 an im Zentrum des deutschen Salzbergbaues, in Staßfurt, niedergebracht wurde.

Im Raum der DDR werden Salze in vier großen Gebieten abgebaut: bei Magdeburg-Halberstadt (Schönebeck, Staßfurt, Aschersleben und Bernburg), am Südharz (Bischofferode, Bleicherode, Sondershausen, Pöthen, Volkenroda), im Werragebiet (VEB Kalikombinat Werra, Merkers, der größte Kaliproduzent Europas) und längs der Unstrut (Roßleben).

Stein- und Kalisalzlager sind durch Eindunstung von Meerwasser entstanden. Aus der Mächtigkeit der Lager — bei Staßfurt liegt das Salz 1170 Meter dick — folgern wir, daß es sich nicht um eine einmalige

Eindunstung eines Meeresbeckens gehandelt haben kann. Vermutlich sind die Becken, in denen vor rund 200 Millionen Jahren — in der Zechsteinepoche — die Abscheidung stattfand, nur durch eine seichte Barre vom Ozean getrennt gewesen und erhielten periodisch neuen Zufluß. Beim allmählichen Verdunsten des Wassers unter dem Einfluß des in Mitteleuropa herrschenden trockenen tropischen Klimas stieg die Salzkonzentration beträchtlich. Schließlich schieden sich die Salze entsprechend ihrer Löslichkeit ab. Kalk und Anhydrit zuerst, später das Steinsalz. Die leichtlöslichen Magnesium- und Kaliverbindungen kristallisierten erst verhältnismäßig spät aus. Feine Tonschichten wurden darübergeweht und schützten das Salz vor erneuter Auflösung. Weitere Überflutungen folgten, und schließlich trugen Senkungen, Spaltungen und Hebungen dazu bei, den Lagerstätten die heutige Form und Lage zu geben.

Wir wollen nun die eben geschilderten Vorgänge im Kleinen wiederholen. Wir stellen uns zunächst 25 ml gesättigte Gipslösung her und geben 1 g Natriumchlorid und $^1/_2$ g Kaliumchlorid dazu. Nach der Zugabe von 1 Tropfen verdünnter Salzsäure (20%ig) fügen wir so lange Eisen(III)-chloridlösung zu, bis die Lösung eine schwach gelbe Farbe zeigt.

Auf einem Uhrglas dampfen wir ein paar Tropfen dieser Lösung vorsichtig zur Trockne ein. Wir stellen das Uhrglas dabei auf ein Asbestdrahtnetz und erhitzen vorsichtig mit einer kleinen Bunsen- oder Spiritusflamme.

Betrachten wir unser Uhrglas durch eine Lupe, so erkennen wir, daß sich zuerst, also nach dem Rande des Glases zu, das Kalziumsulfat abgeschieden hat, dann folgen Natriumchloridringe, und in der Mitte des Glases erkennen wir eventuell Kaliumchloridkristalle als farblose, durchsichtige Würfel.

Lauge und Säure aus Bitterfeld

Was ist Kochsalz? Es stellt eine Verbindung zwischen dem reaktionsfreudigen und vorsichtig zu handhabenden Alkalimetall Natrium und dem äußerst giftigen Chlor dar. Man kann es herstellen, indem man in einem gut verschlossenen Gefäß längere Zeit Chlorgas auf Natriumstückchen einwirken läßt. Wie wir wissen, braucht man beim Kauf von Kochsalz keinen Giftschein, denn in der Verbindung miteinander sind die Eigenschaften der Ausgangsstoffe nicht mehr vorhanden. Es besteht wie alle einfachen Salze aus einem Metall und einem Säurerest, die wir in einer wäßrigen Lösung als freibewegliche Ionen wiederfinden.

$$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$$

Das ist aber noch nicht alles, denn auch Wasser kann dissoziieren in Wasserstoffionen (H^+) und Hydroxidionen (OH^-).

$$2\ H_2O \rightleftharpoons 2\ H^+ + 2\ OH^-$$

Die Wasserstoffionen bilden mit undissoziierten Wassermolekülen Hydroniumionen (H_3O^+).

$$2\ H^+ + 2\ H_2O \rightleftharpoons 2\ H_3O^+$$

Diese entladen sich an der Katode einer Elektrolysezelle durch Aufnahme von Elektronen. Dabei wird Wasserstoff frei.

$$2\ H_3O^+ + 2\ e^- \longrightarrow 2\ H_2O + H_2\uparrow$$

Die Hydroxidionen bleiben zunächst unverändert in der Lösung. An der Anode einer mit wäßriger Kochsalzlösung gefüllten Elektrolysezelle werden Chloridionen durch Abgabe von Elektronen entladen. Es entweicht gasförmiges Chlor.

$$2\ Cl^- \longrightarrow 2\ e^- + Cl_2\uparrow$$

In der Lösung verbleiben demzufolge nur Natriumionen und Hydroxidionen, die sich beim Eindampfen der Lösung zu festem Natriumhydroxid — NaOH, Ätznatron — vereinigen. In Wirklichkeit sind die Mechanismen viel komplizierter und auch bis heute noch nicht restlos aufgeklärt.

Läßt man die geschilderten Vorgänge in ein und demselben Gefäß ablaufen, kommt es zu Reaktionen zwischen der Natronlauge und dem frei werdenden Chlor. Die Lauge wird verunreinigt. Viele Zweige der Industrie legen aber Wert auf Lauge mit großer Reinheit. Es mußte deshalb versucht werden, Verfahren zu entwickeln, bei denen das Chlor nicht mehr in die Nähe der Katode gelangen kann, das heißt also, den

Katoden- vom Anodenraum zu trennen. Es gibt zur Zeit drei Verfahren, die dieser Forderung gerecht werden, das Glocken-, das Diaphragma- und das Quecksilberverfahren. Wir wollen uns hier zunächst nur mit dem letztgenannten Verfahren beschäftigen, das in der DDR am häufigsten Anwendung findet, vor allem im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld und im VEB Chemiewerk Nünchritz.

Das Wesentliche des Verfahrens besteht darin, daß die Katode aus Quecksilber ist, das langsam durch die leicht geneigte Elektrolysezelle fließt. Bei einer Gleichspannung von 2,8 bis 4,4 Volt laufen im großen und ganzen die schon geschilderten Vorgänge ab, nur werden diesmal infolge besonderer Spannungsverhältnisse auch die Natriumionen entladen. Das Natrium wird dabei an der Katode vom Quecksilber aufgenommen, und es bildet sich ein etwa 0,2%iges Natriumamalgam. Amalgame sind Legierungen von Metallen mit Quecksilber. Es fließt aus der Zelle in einen Zersetzer, wo sich das Natrium mit Wasser zu einer 40%igen Natronlauge umsetzt.

$$\text{Natriumamalgam} + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + 2\ Hg + H_2$$

Das Quecksilber wird in die Zelle zurückgepumpt. Den Wasserstoff speichert man zunächst in Gasometern. Er wird zum Teil mit dem an den Graphitanoden entstandenen Chlor zu Chlorwasserstoff verbrannt.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\ HCl$$

Im sogenannten Absorber wird Chlorwasserstoff in Wasser gelöst und ergibt eine hochkonzentrierte Salzsäure.

Ein Teil des Chlors wird in verflüssigtem Zustand verkauft. Das Elektrochemische Kombinat Bitterfeld ist selbst ein großer Chlorverbraucher, es stellt zahlreiche anorganische und organische Chlorverbindungen her. Dazu gehören Tetrachlormethan, Insektizide, Unkrautbekämpfungsmittel, Bleichlauge, Chlorkalk, Plaste wie PVC und andere praktisch genutzte Stoffe.

Das sind nur wenige der 2800 absatzfähigen Produkte, die in den rund 70 Betrieben des Kombinats erzeugt werden.

Große Mengen des chemisch reinen Wasserstoffs werden zur Härtung von Fetten und Ölen, zum Schneiden und Schweißen und als hochwertiges Heizgas eingesetzt. In der berühmten Edelsteinfabrik des VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld entstehen die synthetischen Steine in Schamotteöfen aus gereinigter Tonerde und gewissen Zusätzen. Die erforderliche Temperatur von 2000 °C wird durch ein Knallgasgebläse erzeugt.

Die jahrzehntelangen Erfahrungen der Kristallzüchtung nutzend, gelang es, im EKB Rubinstäbe zu züchten, die in den in jüngster Zeit

entwickelten Geräten des VEB Carl Zeiss Jena als Laser-Resonatoren Verwendung finden können.

400 bis 600 kg Chlor, 10 bis 16 kg Wasserstoff und 450 bis 750 kg Natronlauge (umgerechnet auf 100%ige) kann eine Zelle je Tag erzeugen bei Stromverbrauch von etwa 3 kWh je kg 100%iges NaOH.

Die Chlor-Alkali-Elektrolyse nach dem Quecksilberverfahren ist seit 1935 bekannt. Sie ist ein typisches Beispiel für die vielseitige Ausnutzung unterschiedlicher Formen von Energie und Rohstoff in der modernen chemischen Industrie.

In den Anfängen des Verfahrens war Chlor ein unerwünschtes Nebenprodukt. Mit dem Wachstum der Kunstseiden- und Plastindustrie bestimmte sein Bedarf die Entwicklung der Elektrolyse. Schon heute stellt uns die Deckung des Chlorbedarfs vor große Probleme. Während man noch vor einigen Jahren Natronlauge durch „Kaustifizierung" der Soda gewann, geht man in manchen Ländern schon den umgekehrten Weg und stellt Soda aus Ätznatron her.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightleftarrows 2\,NaOH + CaCO_3$$

Die Natronlaugefabrik im Elektrochemischen Kombinat Bitterfeld wurde 1950 wiederaufgebaut und in den folgenden Jahren erweitert. Die neuen, 1966 im EKB in Betrieb genommenen Quecksilberzellen leisten bei einer Belastbarkeit von 50 000 bis 100 000 Ampere doppelt so viel wie oben angegeben wurde.

Im VEB Chemiewerk Nünchritz ist die Produktion von Ätznatron in den letzten zehn Jahren um reichlich 100 % gesteigert worden. Die Wissenschaftler und Werktätigen der Elektrolyseabteilung des VEB Elektrochemisches Werk Ammendorf unternehmen alle Anstrengungen, um den anderen Betrieben nicht nachzustehen, und auch die neue Elektrolyseanlage im VEB Chemische Werke Buna wird dazu beitragen, die wichtigen Vorprodukte Natronlauge, Chlor und Wasserstoff zu liefern.

Das elektrochemische Kombinat auf dem Labortisch

Wir wollen versuchen, das Grundsätzliche der im vorigen Abschnitt geschilderten Prozesse an Hand einiger einfacher Versuche zu wiederholen. Eine getreue Nachahmung des Quecksilberverfahrens ist im Labor mit einfachen Mitteln nicht möglich. Für Mitglieder von Arbeitsgemeinschaften, denen unter Aufsicht eines Fachlehrers das Arbeiten

mit Quecksilber möglich ist, soll ein einfacher Versuch beschrieben werden. Vorerst einige unumgängliche Arbeitsregeln beim Umgang mit Quecksilber.

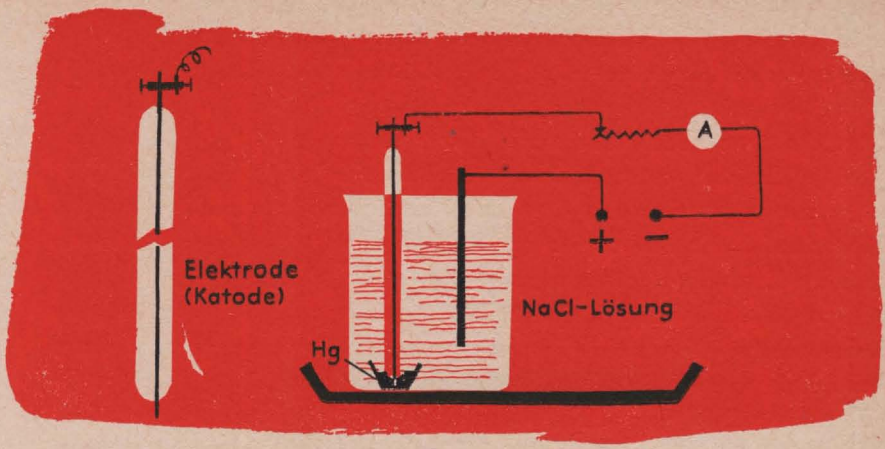
Quecksilber verdampft schon bei Zimmertemperatur. Die Dämpfe sind ein gefährliches und heimtückisches Gift, da sie vom Körper leicht aufgenommen werden und dort Zahnfleischerkrankungen, Zahnausfall, Haarausfall, Entzündungen der Verdauungswege und andere unangenehme Erscheinungen hervorrufen.

Apparate, in denen mit Quecksilber gearbeitet wird, müssen stets in eine Schale — etwa eine Fotowanne — gestellt werden. Nur so kann verhindert werden, daß bei Bruch der Apparatur Quecksilber in die Ritzen von Tischen und Fußböden eindringt. Sollte das doch geschehen sein, so sind auch die kleinsten Kügelchen sorgfältig einzusammeln. Das geschieht zumeist mit Quecksilberzangen. Aus Fugen entfernt man eingedrungenes Quecksilber mit Zinnfolie oder Zinkblechstreifen, die vorher durch Schmirgeln gereinigt werden.

Das Quecksilberverfahren

Da wir uns von vornherein an das Arbeiten mit kleinen Substanzmengen gewöhnen wollen — denn das hilft Chemikalien und Zeit sparen und erzieht zur Genauigkeit —, besorgen wir uns einige entsprechend kleine Geräte, wie sie für Halbmikroarbeiten verwendet werden. Es gibt für 30 bis 40 Pfennig kleine Porzellantiegel, die eine Höhe von 1,5 cm haben. In einen dieser Tiegel geben wir etwas Quecksilber. Dann setzen wir ihn in ein 50-ml-Becherglas, das wir zu $^3/_4$ mit konzentrierter Kochsalzlösung füllen. Nun brauchen wir zwei Elektroden. Die Anode muß aus Kohlenstoff sein, da an ihr das reaktionsfreudige Chlor entsteht. Wir nehmen den Kohlestab einer Taschenlampenbatterie oder eine Bleistiftmine. Als Katode eignet sich eine Stricknadel, die wir so in ein Glasrohr einschmelzen, daß an der einen Seite nur ein etwa 1,5 bis 2 mm langes Stück herausschaut. Wir tauchen die Katode mit der kurzen Spitze in das Quecksilber ein. Dabei muß auch noch das Glasrohr vom Quecksilber benetzt werden. Das Becherglas stellen wir in eine flache Schale.

Nun können wir den Gleichstromkreis schließen. Am günstigsten ist es, mit einer Spannung von 12 V (Akkumulator) zu arbeiten und 3 bis 5 Minuten lang einen Strom von etwa 1 A fließen zu lassen. Doch keine Angst, es geht auch mit Taschenlampenbatterien! Bastler werden sicher einen Regelwiderstand und ein Amperemeter in den Stromkreis schalten. Wir beobachten, daß sich an dem Kohlestift feine Gasbläschen



bilden, die wir am Geruch und durch feuchtes Jodkaliumstärkepapier (Blaufärbung) als Chlor erkennen. An der Katode ist, wenn wir bei unserem Versuch reines Quecksilber verwendet haben, zunächst noch nichts zu beobachten.

Wir unterbrechen nach der angegebenen Zeit den Stromfluß und heben mittels einer Pinzette oder einer Tiegelzange den Porzellantiegel aus dem Becherglas. Die über dem Quecksilber stehende Kochsalzlösung gießen wir vorsichtig ab. Verbleibende Tropfen saugen wir mit einem Filtrierpapierstreifen weg. Dann füllen wir den Tiegel nochmals zur Hälfte mit destilliertem Wasser, das wir gleichfalls sofort abgießen und absaugen. Wir haben damit am Quecksilber haftende Kochsalzspuren entfernt.

Nun schütten wir das Quecksilber in ein kleines Reagenzglas (Trichter nehmen!) und überschichten es mit etwa 3 ml destilliertem Wasser. Nach einiger Zeit beobachten wir an der Quecksilberoberfläche die Entwicklung von Gasbläschen. Wie wir ja bereits wissen, handelt es sich jetzt nicht mehr um reines Quecksilber, sondern um Natriumamalgam, das bei Berührung mit dem Wasser Natronlauge bildet, während Wasserstoff frei wird.

Eine Probe der wäßrigen Flüssigkeit entnehmen wir mit einer Pipette und prüfen sie mit einem der bekannten Indikatoren Lackmus, Phenolphthalein oder Methylorange. Rotes Lackmuspapier wird durch Basen blau, die farblose alkoholische Phenolphthaleinlösung wird stark gerötet, während Methylorange eine gelbe Farbe annimmt.

Zu einer weiteren Probe der Natronlauge geben wir bis zur sauren Reaktion (Prüfung mit Lackmus) verdünnte Salpetersäure und fügen dann einige Tropfen Silbernitratlösung hinzu. Kommt es nicht zu einer Ausfällung, so haben wir sorgfältig gearbeitet, die Natronlauge ist dann chlorfrei. Im anderen Falle bildet sich ein weißer Niederschlag von

Silberchlorid. Er löst sich bei tropfenweiser Zugabe von konzentriertem Ammoniumhydroxid unter Bildung von Silberdiamminchlorid auf.

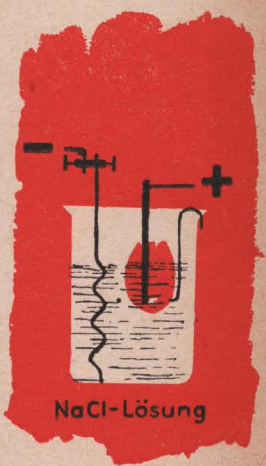
$$Ag^+ + Cl^- \rightleftarrows \underset{\text{(unlöslich)}}{AgCl}$$

$$AgCl + 2\,NH_3 \longrightarrow \underset{\text{(löslich)}}{[Ag(NH_3)_2]Cl}$$

Nach Beendigung des Versuches werden alle Gefäße gut gespült. Das Quecksilber waschen wir mit Wasser noch einmal durch und geben es in eine gut verschließbare Flasche.

Das Hühnerei als Diaphragma

Ein anderer Teil der in der Industrie gebrauchten Natronlauge wird nach dem Diaphragmaverfahren gewonnen. Unter einem Diaphragma versteht man eine poröse Scheidewand, die wohl eine Vermischung der Flüssigkeit des Katoden- und Anodenraumes verhindert, eine Wanderung der Ionen aber nicht hemmt. In der Industrie werden Asbestpappe, Asbestpapier oder mit Bariumsulfat durchsetzte Asbestwolle als Diaphragmen verwendet. Mitunter stellt man auch Diaphragmawände aus Portlandzement und Kochsalzlösung her. Laugt man sie nach dem Erhärten aus, so werden die Salzkristalle gelöst, es entstehen feine Poren.



Für unsere Versuche können wir mit gutem Erfolg eine einseitig geöffnete Eischale verwenden. Wir spülen sie mit verdünnter Salzsäure aus und waschen dann mehrmals mit Wasser nach. An einer Halterung aus starkem isoliertem Draht hängen wir sie in ein nicht zu kleines Becherglas und füllen Schale und Glas mit konzentrierter Kochsalzlösung. Die Anode, die in das Ei eintaucht, besteht aus einem Kohlestift, als Katode nehmen wir einen schlangenlinienförmigen Eisendraht.

Nach etwa 5 Minuten Elektrolysedauer bei 6 bis 12 V und $^1/_2$ bis 1 A entnehmen wir die erste Probe und prüfen sie, wie im vorigen Versuch angegeben wurde, auf alkalische Reaktion. Nach weiteren 5 Minuten brechen wir den Versuch ab. Wir entnehmen etwa 20 ml der entstandenen Natronlauge aus dem Katodenraum, zu dem Rest geben wir 1 Tropfen Phenolphthaleinlösung. Intensive Rotfärbung ist das Zeichen des Erfolges. In den Anodenraum eingetropftes Phenolphthalein bleibt unverändert, Kaliumjodidstärkelösung färbt sich blau.

In der Technik wird die 10- bis 15%ige Natronlauge in Vakuumapparaten eingedampft. Das restliche Natriumchlorid fällt beim Eindampfen aus und kann durch Filtration abgetrennt werden.

Grundlagen der Titration

Wir wollen die entnommene Probe auf ihren Gehalt an NaOH untersuchen. Dabei könnten wir beispielsweise so verfahren, daß wir eine genau abgewogene Menge durch Erwärmen mehr und mehr konzentrieren, bis das in ihr noch enthaltene Natriumchlorid ausfällt, dieses durch Filtration abtrennen und die Restlösung bis zur Trockne eindampfen. Danach müßten wir wieder wägen.

Dieses Verfahren ist umständlich, es treten Verluste auf, die Ergebnisse werden ungenau. Wir wollen deshalb eine andere Methode versuchen. Sie wird im Industrielaboratorium, aber auch in der Forschung häufig zur Gehaltsbestimmung von Säuren und Laugen angewendet. Man bezeichnet sie nach dem französischen Wort „le titre" (Gehalt) als Titration.

Wir wissen, daß Natronlauge und Salzsäure unter Bildung von Natriumchlorid und Wasser miteinander reagieren.

Der Vorgang heißt Neutralisation, weil die entstehende Salzlösung weder basischen noch sauren Charakter hat.

Verfolgen wir die Reaktion gewichtsmäßig, so stellen wir fest, daß sich dabei immer 1 Mol Natronlauge mit 1 Mol Salzsäure umsetzt. 1 Mol Natronlauge ist also 1 Mol Salzsäure gleichwertig, äquivalent. Die Äquivalentmasse eines Stoffes ist der Quotient aus der relativen Atommasse (bzw. der relativen Molekülmasse) und der Wertigkeit:

$$\text{Äquivalentmasse} = \frac{\text{Atommasse oder Molekülmasse}}{\text{Wertigkeit}}$$

Die in Gramm ausgedrückte Äquivalentmasse wird als Grammäquivalent oder Val bezeichnet.

$$1 \text{ Val NaOH sind demzufolge } \frac{40}{1} \text{ g NaOH},$$

$$1 \text{ Val HCl} = \frac{36{,}5}{1} \text{ g HCl},$$

$$1 \text{ Val } H_2SO_4 = \frac{98}{2} \text{ g} = 49 \text{ g } H_2SO_4 \text{ usw.}$$

Als Normallösung (1 n-Lösung) bezeichnen wir die Lösung einer chemischen Verbindung, die im Liter Lösung 1 Val des Stoffes enthält. Vielfach sind die in der Praxis verwendeten Lösungen nicht genau 1 normal. Bei der Berechnung der Versuchsergebnisse muß deshalb ein Korrekturfaktor eingeführt werden. Er wird experimentell bestimmt und als Faktor (F) der Lösung bezeichnet. Liegt sein Wert unter 1, so ist die Lösung stärker als die angegebene Normalität, hat er einen Wert über

1, so ist sie schwächer. Die Normallösungen, die meist vom VEB Feinchemie Sebnitz bezogen werden, haben den Faktor 1,000. Oft werden auch Lösungen verwendet, die schwächer sind, zum Beispiel $^1/_2$ n, $^1/_{10}$ n.

Aus dem bisher Gesagten geht also hervor, daß zum Beispiel 1 ml 1 n NaOH durch 1 ml 1 n HCl neutralisiert wird. Wir können folglich so verfahren, daß wir eine genau abgemessene Menge Natronlauge unbekannter Konzentration so lange mit 1 n HCl versetzen, bis ein in geringer Menge zugesetzter Indikator gerade den Umschlag vom basischen zum sauren Bereich anzeigt. Wir entnehmen dazu mit einer Vollpipette genau 5 ml der zu untersuchenden Natronlauge, übertragen sie in einen Weithals-Erlenmeyerkolben und fügen 3 bis 4 Tropfen Methylorange hinzu. Die Lösung färbt sich gelb. Inzwischen haben wir auch unsere Bürette vorschriftsmäßig gefüllt: erst mit 1 bis 2 ml 1 n HCl ausschwenken, dann Trichter aufsetzen, weitere Säure nachfüllen, Hahn öffnen, damit die Bohrung volläuft, Trichter wegnehmen, $^1/_2$ Minute warten, dann Anfangsstand ablesen und notieren. Nun tropfen wir aus der Bürette 1 n HCl zu der Natronlauge. Mit der linken Hand bedienen wir den Hahn der Bürette, mit der rechten halten wir den Kolben in dauernder Bewegung. Es empfiehlt sich, ein Blatt weißes Papier unterzulegen, damit wir den Farbumschlag nach Rot besser sehen können. Beim Eintreten einer Farbänderung lesen wir den Bürettenstand ab, fügen noch 1 bis 2 Tropfen Salzsäure hinzu und beobachten, ob die Farbe noch vertieft wird. Wenn dies der Fall ist, rechnen wir die beiden Tropfen noch zum Verbrauch hinzu, im anderen Falle nicht.

Um genau zu arbeiten, müssen wir die Berechnung mit dem aus mindestens 3 Bestimmungen gemittelten Wert durchführen:

Verbrauch an 1 n HCl gegen 5 ml NaOH:	1. Messung	11,30 ml
	2. Messung	11,25 ml
	3. Messung	11,33 ml
	Durchschnitt	11,29 ml

5 ml NaOH verbrauchten 11,29 ml 1 n HCl. In diesen 5 ml Natronlauge unbekannter Normalität ist folglich die gleiche Menge NaOH enthalten, wie in 11,29 ml 1 n Natronlauge wären. Das sind aber, da 1 l 1 n Natronlauge 40 g NaOH beziehungsweise 1 ml 0,04 g NaOH enthält — diese Werte bezeichnet man auch als Titer (T) der Lösung —, $11{,}29 \cdot 0{,}04\ \text{g} = 0{,}4516\ \text{g}$. Wir haben also unter der Annahme, daß die verwendete Salzsäure genau 1 normal war, das Produkt aus Faktor (F), Titer (T) und Verbrauch (v) gebildet:

$$x = F \cdot T \cdot v,$$

$$x = 1{,}000 \cdot 0{,}04\ \text{g/ml} \cdot 11{,}29\ \text{ml} = 0{,}4516\ \text{g}.$$

In 5 ml untersuchter Natronlauge sind demzufolge 0,4516 g NaOH enthalten. In der 200fachen Menge — in 1 l — sind es 90,32 g. Die untersuchte Lösung ist folglich 2,26 normal.
Umgekehrt können wir natürlich auch die Stärke einer Säure bestimmen, wenn wir eine Base bekannter Normalität verwenden. Salze und organische Verbindungen lassen sich ebenfalls titrieren.

Experimente mit Chlor

Wir wollen uns nun noch mit dem Chlor beschäftigen, das bei der Elektrolyse der Kochsalzlösung entstand. Die Mengen, die wir erhielten, reichen nicht für eine Weiterverarbeitung. Wir müssen uns das Gas deshalb aus Chlorverbindungen herstellen. Die hierfür geeignetste und zugleich billigste ist die Salzsäure.

Wir erzeugen Chlor

Einen 250-ml-Erlenmeyerkolben verschließen wir mit einem doppelt durchbohrten Stopfen. In der einen Bohrung steckt ein Tropftrichter, durch die andere führt ein rechtwinklig gebogenes Gasableitungsrohr. Auf den Boden des Kolbens bringen wir einige Gramm Kaliumpermanganatkristalle, den Tropftrichter füllen wir zur Hälfte mit konzentrierter Salzsäure. Lassen wir die Salzsäure zu dem Kaliumpermanganat tropfen, so bildet sich unter knisterndem Zerfall der Kristalle ein gelbgrünes Gas, das den Kolben allmählich anfüllt und schließlich durch das Winkelrohr entweicht.
Kaliumpermanganat ($KMnO_4$), das Kaliumsalz der Übermangansäure ($HMnO_4$), ist ein starkes Oxydationsmittel. Es oxydiert den in der Chlorwasserstoffsäure enthaltenen Wasserstoff zu Wasser, das Chlor wird frei:

$$2\ KMnO_4 + 16\ HCl \longrightarrow 2\ KCl + 2\ MnCl_2 + 8\ H_2O + 5\ Cl_2\uparrow$$

Auch Mangan(IV)-oxid — MnO_2, Braunstein — oder Kaliumpyrochromat — $K_2Cr_2O_7$ — können wir als Oxydationsmittel nehmen.

Chlor ist ein starkes Gift! Es ätzt die Schleimhäute, schädigt die Atemwege und führt bei längerer Einatmung durch Zerstörung der Lunge zum Tode. Versuche mit Chlor müssen deshalb unbedingt unter dem Abzug oder im Freien ausgeführt werden.
Überschüssige Chlormengen kann man durch Einleiten in konzentrierte

Natron- oder Kalilauge binden, mit denen es nach der folgenden Gleichung reagiert:

$$2\,NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaClO + NaCl + H_2O$$

Auch eine Natriumthiosulfatlösung — $Na_2S_2O_3$, das Fixiersalz der Fotografie — eignet sich zum Binden von Chlorresten.

Versuche mit Chlor

Wir füllen einige größere Reagenzgläser mit Chlor, indem wir es von oben durch ein zum Boden des Gefäßes führendes Rohr einleiten. Da Chlor $2^1/_2$mal schwerer als Luft ist, verdrängt es diese allmählich aus dem Reagenzglas.

In eines der Gläser geben wir einige grüne Blätter und farbige Blüten, in ein anderes einige Streifen feuchtes blaues und rotes Lackmuspapier, einige farbige Stoffreste sowie ein angefeuchtetes Papierblatt, auf das wir mit Bleistift, Tinte und verschiedenfarbigen Kopierstiften geschrieben haben. Die Gläser verschließen wir mit Korkstopfen und lassen das Chlor einige Zeit einwirken.

Wir beobachten, daß die Pflanzenteile, das Lackmuspapier, die Schriftzüge — Bleistift ausgenommen — und vielleicht auch einige farbige Stoffreste gebleicht worden sind.

Die Bleichwirkung des Chlors beruht auf einer Reaktion mit dem Wasser der verwendeten Materialien:

$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow HCl + HClO$$

Die unterchlorige Säure (HClO), die neben der Salzsäure entsteht, zerfällt allmählich. Dabei wird der äußerst reaktionsfähige atomare Sauerstoff frei. Diesem ist letztlich die Bleichwirkung zuzuschreiben.

$$HClO \longrightarrow HCl + O$$

Bleich- und Desinfektionsmittel auf Chlorbasis werden häufig in der Textilindustrie und bei der Wasserentkeimung angewendet. Auch Fette und Öle können durch Einwirkung von Chlor gebleicht werden.

In ein mit Chlorgas gefülltes Reagenzglas werfen wir Eisenpulver ($^1/_4$ bis $^1/_2$ g), das wir auf einem Eisenspatel oder Blechstreifen erhitzt haben. Das Eisenpulver reagiert unter Feuererscheinung mit dem Chlor. Es bildet sich braunes Eisen(III)-chlorid.

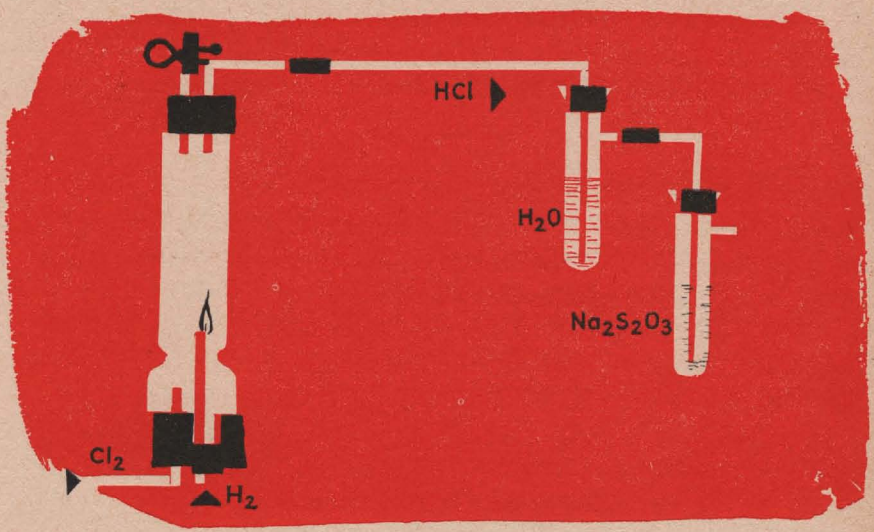
$$2\,Fe + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,FeCl_3$$

Sollte der Versuch mißlingen, so liegt es daran, daß das Chlor feucht

war. Wir können es trocknen, indem wir es durch eine Waschflasche mit konzentrierter Schwefelsäure leiten.
Auch andere Metalle (Zink, Kupfer, Zinn usw.) reagieren mit Chlor unter Bildung der entsprechenden Chloride. Diese Reaktionen gaben den Anlaß zur Einführung des Namens „Halogene" — Salzbildner — für Chlor und seine Verwandten Fluor, Brom und Jod.

Synthese von Chlorwasserstoff

Wir benötigen zwei Gasentwickler, in denen wir aus Zink und verdünnter Schwefelsäure Wasserstoff und aus Kaliumpermanganat und Salzsäure Chlor erzeugen. Beide Gase trocknen wir, indem wir sie durch konzentrierte Schwefelsäure leiten, und verbrennen sie dann zu Chlorwasserstoff. Wir verschließen dazu einen Lampenzylinder oder ein anderes weites Glasrohr an einer Seite mit einem doppelt durchbohrten Stopfen. Durch die eine Bohrung führt ein Winkelrohr zum Einleiten von Chlor, die zweite Bohrung hat einen Durchmesser von wenigstens 10 mm und ist mit einem Stopfen verschlossen. In die andere Öffnung des Rohres wird ein Stopfen mit doppelter Bohrung eingesetzt. Durch die eine führt ein kurzes Rohrstück, auf das ein Schlauch mit Quetschhahn aufgesetzt ist. In der zweiten Bohrung dieses Stopfens steckt ein Winkelrohr, das in ein mit Wasser gefülltes Gefäß führt. Von diesem strömt das Gas in ein mit Natriumthiosulfatlösung gefülltes Gefäß. Wir füllen zunächst den Lampenzylinder mit Chlor, halten aber dabei die zweite Bohrung gut verschlossen. Währenddessen nehmen wir den



Wasserstoffentwickler in Betrieb. Wie bereits erwähnt, wird auch der Wasserstoff mit konzentrierter Schwefelsäure getrocknet. Wir schließen an die Waschflasche ein mindestens 20 cm langes Schlauchstück an. An seinem Ende befindet sich ein zur Spitze ausgezogenes Glasrohr, auf das wir einen Stopfen schieben, der in die weite Bohrung paßt. Wenn die Knallgasprobe negativ ausgefallen ist, entzünden wir den Wasserstoff an dem zur Spitze ausgezogenen Glasrohr. Inzwischen wird auch der Lampenzylinder mit Chlor gefüllt sein. Wir entfernen den kleinen Stopfen und setzen schnell — damit der Gummi nicht anbrennt — das Winkelrohr mit der Wasserstoffflamme ein. Nun achten wir darauf, daß gleichstarke Gasströme in den Zylinder eingeleitet werden. Der Wasserstoff verbrennt mit fahler Flamme zu Chlorwasserstoff. Diesen können wir nachweisen, indem wir den oberen Quetschhahn öffnen und vor die Öffnung des Schlauches einen mit Ammoniumhydroxid angefeuchteten Glasstab halten (Bildung von Salmiaknebeln). Sollte die Wasserstoffflamme erlöschen, müssen wir sofort die Wasserstoffentwicklung unterbrechen, da sich sonst in dem Zylinder das äußerst explosive Chlorknallgas bildet. (Zylinder gut durchlüften!)

Der gasförmige Chlorwasserstoff löst sich in der ersten Waschflasche (Absorber) zu Salzsäure. Wir prüfen mit Lackmus auf saure Reaktion und mit Silbernitrat auf Chloridionen. Bei Beendigung der Reaktion müssen wir zuerst mit der Wasserstoffentwicklung aufhören, dann die Verbindung zwischen Zylinder und Absorber lösen. Wird das nicht beachtet, so strömt das Wasser aus dem Absorber in den Zylinder zurück, da Chlorwasserstoff außerordentlich gut wasserlöslich ist. (1 Raumteil Wasser löst bei Zimmertemperatur etwa 450 Raumteile Chlorwasserstoff.)

Chlorwasserstoff stellen wir uns auch im Gasentwickler aus Natriumchlorid und konzentrierter Schwefelsäure her und führen mit ihm den Springbrunnenversuch (siehe Ammoniakspringbrunnen, Seite 26) durch.

$$2\,NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl$$

Nach dem Auseinandernehmen der Apparatur müssen alle Gummiteile mit verdünnter Natronlauge und Wasser gespült werden. Chlor greift Gummi stark an, dieser wird hart und brüchig.

Chlorwasserstoff ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, das schwerer als Luft ist und an feuchter Luft weißliche Nebel bildet. Chlorwasserstoff wird technisch fast ausschließlich durch Synthese aus den Elementen hergestellt. In einem Quarzbrenner, der aus einem zentralen Rohr und einem Außenmantel besteht, leitet man Wasserstoff durch das Mantelrohr, Chlor durch das Innenrohr. Beide Gase vereinigen

sich erst in der Flamme. Dadurch werden Chlorknallgasexplosionen vermieden. Das heiße Chlorwasserstoffgas wird gekühlt und in Wasser zu Salzsäure gelöst.
Die konzentrierte Salzsäure ist 39%ig, verdünnte Salzsäure 10%ig. Rohe (technische) Salzsäure hat meist eine gelbe Farbe (Verunreinigungen durch $FeCl_3$), die reine Säure ist dagegen eine farblose Flüssigkeit.

Wir studieren die Fabrikation von Soda

Glas und Seife waren schon im Altertum bekannt. Zu ihrer Herstellung wurde Natriumkarbonat, Soda, verwendet, das man in Afrika und Amerika an den Ufern von „Sodaseen" fand oder an den europäischen Küsten aus der Asche von See- und Strandpflanzen gewann. Seit rund hundertfünfzig Jahren wird Soda im chemisch-technischen Verfahren erzeugt. Den ersten Fabrikationsprozeß entwickelte der Franzose Nicolas Leblanc. Das wirtschaftlichere Verfahren des Belgiers Ernest Solvay verdrängte seit 1870 die Leblancsoda mehr und mehr. 1916 schloß die letzte Fabrik.
Soda ist von außerordentlicher Bedeutung für die Volkswirtschaft. Sie wird in der Wasch-, Putz- und Reinigungsmittelindustrie, in der Textil- und Glasindustrie gebraucht. In der Metallurgie nimmt man sie zum Entschwefeln von Eisen und Stahl, für die Produktion von Natronwasserglas, von Phosphaten, Salpeter und Aluminium; in der Emaille-, Teerfarben- und pharmazeutischen Industrie wird Soda benutzt. Leder- und Gummifabriken, Zucker-, Nahrungsmittel- und Fotoindustrie benötigen Soda, und sie ist auch bei der Wasseraufbereitung ein wertvoller Helfer.
Die Ausgangsstoffe für die Sodaproduktion — Kalk, Kochsalz, Kohle und Wasser — sind in den Bezirken Magdeburg und Halle in genügender Menge vorhanden. Der VEB Sodawerke „Karl Marx" in Bernburg ist das Zentrum der Sodafabrikation der DDR.
Zwei einfache chemische Gleichungen geben uns die Reaktionen in den umfangreichen technischen Anlagen wieder. Aus Ammoniak, Kohlendioxid und Wasser entsteht zunächst Ammoniumhydrogenkarbonat, NH_4HCO_3, das sich mit Kochsalzlösung zu Natriumhydrogenkarbonat, $NaHCO_3$, und Ammoniumchlorid, NH_4Cl, umsetzt:

$$NaCl + NH_4HCO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

Das schwerer lösliche Natriumhydrogenkarbonat fällt aus, wird durch

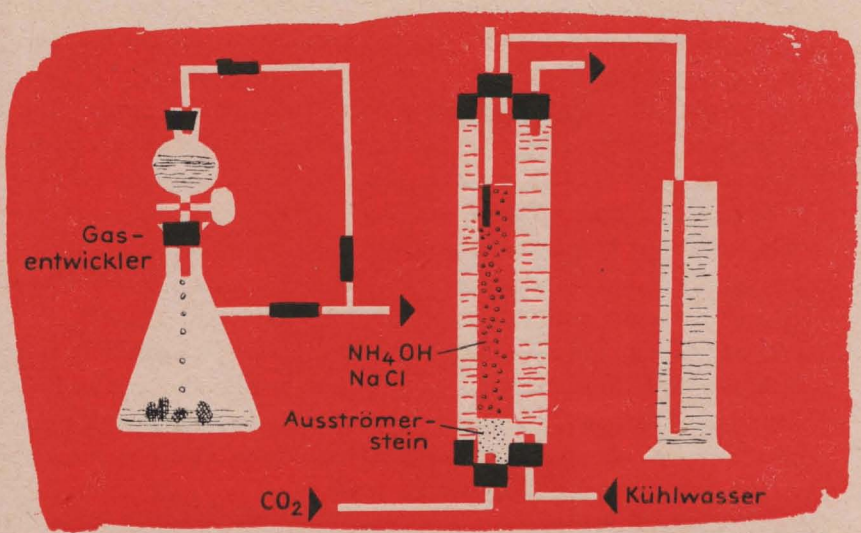
Filtration abgetrennt und durch Glühen (Kalzinieren) in Natriumkarbonat übergeführt:

$$2\,NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Die Rückgewinnung von Ammoniak und einem Teil des Kohlendioxids machen das Verfahren besonders wirtschaftlich.

Darstellung von Soda

Bei diesem Versuch müssen wir einen Gasentwickler verwenden, mit dem wir Kohlendioxid unter leichtem Druck herstellen können. Wir schalten dazu in das Gasableitungsrohr eines der üblichen Gasentwickler ein T-Stück ein, dessen einen Schenkel wir mit dem Tropftrichter verbinden.



Das Kohlendioxid entwickeln wir aus Marmorstückchen und 20%iger Salzsäure. Die entwickelte Kohlendioxidmenge kontrollieren wir, indem wir an den Gasentwickler eine zum Teil mit Wasser gefüllte Waschflasche anschließen. Durch das Reaktionsgefäß muß das Kohlendioxid in kleinen Gasbläschen perlen. Deshalb besorgen wir uns aus einer zoologischen Handlung einen nicht zu großen Ausströmerstein, wie er bei Belüftungsanlagen von Aquarien Verwendung findet. Wir runden ihn mit einer Feile, bis er in ein Glasrohr mit einem Innendurchmesser von 15 bis 20 mm paßt (etwa ein 30 cm langes Verbrennungsrohr). Das Einleitungsrohr für das Kohlendioxid, das wir mit

dem Ausströmerstein durch einen wasserfesten Klebstoff verbinden, soll einen Durchmesser von mindestens 6 mm haben. Durch Eintauchen in Wasser und Hindurchblasen von Luft prüfen wir vor dem Zusammensetzen der Apparatur die Durchlässigkeit des Ausströmersteins. Das Reaktionsgefäß spannen wir in ein Stativ. Das überschüssige Kohlendioxid lassen wir durch das oben offene Rohr in die Luft entweichen. Wer apparativ gut ausgerüstet ist, kann sich um das Reaktionsrohr einen Kühlmantel bauen, denn im allgemeinen soll die Temperatur dort nicht höher als 30 °C steigen, das Reaktionsrohr oben mit einem doppelt durchbohrten Stopfen verschließen, in dem ein Thermometer und ein Ableitungsrohr stecken (siehe Abb.). Es geht aber auch mit der einfachen Ausführung.

Bei Verwendung eines 30 cm langen Rohres mit 2 cm Durchmesser benötigen wir 60 ml Reaktionslösung. Wir stellen sie uns her, indem wir entweder 20 ml konzentriertes Ammoniumhydroxid und 40 ml Kochsalzlösung (14 g NaCl in 40 ml H_2O ergibt eine gesättigte Lösung) mischen oder in 60 ml konzentriertem Ammoniumhydroxid Kochsalz bis zur Sättigung lösen.

Nach etwa 20 Minuten beobachten wir eine Trübung. Die Abscheidung von Natriumhydrogenkarbonat hat begonnen. Jetzt müssen wir das Reaktionsrohr beobachten, denn das sich absetzende Salz verstopft den Ausströmerstein. Dadurch steigt der Gasdruck in der Waschflasche und im Gasentwickler. Wir lösen sofort die Verbindung zwischen Reaktionsrohr und Waschflasche und quetschen den Schlauch ab. Dann unterbrechen wir die Kohlendioxidentwicklung.

Die Lösung bleibt zur Kühlung noch einige Zeit im Rohr, dabei scheidet sich weiteres Natriumhydrogenkarbonat ab. Wir filtrieren schließlich und trocknen das Salz durch Pressen zwischen Filterpapier und Stehenlassen an einem mäßig warmen Ort. Wir erhalten reichlich 5 g des Hydrogenkarbonats. Dieses müssen wir nun noch kalzinieren. Wir füllen es in ein schwerschmelzbares Reagenzglas, das durch einen Stopfen mit Gasableitungsrohr verschlossen und in ein Stativ waagerecht eingespannt wird. Von vorn beginnend, erhitzen wir das Natriumhydrogenkarbonat kräftig mit einem Brenner. Das entweichende Gas fangen wir pneumatisch auf. Bei der Untersuchung mit einem brennenden Span und bei der Reaktion mit Kalkwasser erweist es sich als Kohlendioxid. Im Reagenzglas bleibt Natriumkarbonat zurück. Eine Probe davon bringen wir mit verdünnter Salzsäure zur Reaktion. Es entsteht Kohlendioxid:

$$Na_2CO_3 + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$$

Beim Solvay-Verfahren wird das Ammoniak aus der Ammoniumchlo-

ridlösung zurückgewonnen, indem man diese mit Kalkmilch versetzt. Wir geben in einem Reagenzglas etwas gelöschten Kalk — $Ca(OH)_2$ — zu einigen ml Ammoniumchloridlösung und weisen das frei werdende Ammoniak in der uns bekannten Weise nach.

$$2\,NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2\,H_2O + 2\,NH_3\uparrow$$

Die wasserfreie oder kalzinierte Soda ist ein hygroskopisches weißes Pulver, das sich in lauwarmem Wasser sehr gut löst. Sodalösung reagiert alkalisch. In Kristallen erhält man die Soda, wenn man sie aus einer Lösung, deren Temperatur unter 32 °C liegt, auskristallisieren läßt. Die Kristallsoda hat die Formel $Na_2CO_3 \cdot 10\,H_2O$. Das bedeutet, daß 1 Mol Natriumkarbonat immer mit 10 Mol Kristallwasser auskristallisiert. Bei längerem Liegen überziehen sich die anfangs wasserhellen Kristalle mit einer weißen Schicht. Durch „Verwitterung" haben sie an der Oberfläche Kristallwasser verloren, wasserfreies Natriumkarbonat bleibt zurück.

Die DDR steht heute mit der Pro-Kopf-Produktion von Soda an führender Stelle in der Welt. Die Sodafabrik im VEB Sodawerk „Karl Marx" in Bernburg erzeugt nach ihrem Neuaufbau täglich 750 Tonnen. Durch Errichtung eines neuen Betriebsteiles im VEB Sodawerk Staßfurt wurde die Kapazität dieses Betriebes auf 400 bis 450 Tonnen je Tag erhöht. Seit etwa 1955 sind wir in der Lage, bedeutende Mengen Soda zu exportieren.

Aus den über 200 000 m^3 Abfallstoffen, die jedes Jahr im VEB Sodawerke Bernburg anfallen und deren Beseitigung jährliche Kosten von 1,5 Millionen Mark verursachte, wird seit Januar 1967 unter Zusatz von Zement und Quarzsand hochwertiger Gasbeton hergestellt.

Das Blut der Chemie

Es gibt keine Säure, die dringender benötigt und vielseitiger eingesetzt wird als gerade die Schwefelsäure. Sie ist vorwiegend ein Halbfabrikat, viele ihrer Herstellerbetriebe verarbeiten sie in differenzierten Prozessen sofort weiter.

Fast 50 % aller Schwefelsäure, die wir erzeugen — das sind fast 500 000 Tonnen im Jahr —, verbrauchen allein zwei Wirtschaftszweige, die Kunstfaser- und die Superphosphatindustrie. Schwefelsäure braucht man aber auch zur Herstellung von Farbstoffen, Explosivstoffen, Konservierungsmitteln, Schädlingsbekämpfungsmitteln, Medikamenten und Waschmitteln.

Fast alle Betriebe der Metallurgie und des Bergbaus benötigen die Schwefelsäure zur Aufbereitung von Erzen, die Industrie benutzt die konzentrierte Säure oft zum Trocknen von Gasen, wie wir es auch aus dem Labor kennen, und aus dem Erdöl kann man mit ihr Verunreinigungen entfernen. Schließlich dient Schwefelsäure auch als Elektrolyt in den Bleiakkumulatoren.

Nicht zu Unrecht mißt man also in Gegenwart und Zukunft die Entwicklung und Perspektiven der Chemieindustrie eines jeden Landes am stetigen Wachstum der Schwefelsäureproduktion und der dazu erforderlichen umfangreichen Anlagen.

In 13 Betrieben unserer Republik wird Schwefelsäure hergestellt. Die bedeutendsten unter ihnen sind der VEB Farbenfabrik Wolfen, der VEB Schwefelsäure- und Superphosphatwerk Coswig, der VEB Chemiewerk Nünchritz, der VEB Fahlberg-List Magdeburg, der VEB Freiberger Bleihütten, der VEB Kombinat „Wilhelm Pieck" Mansfeld und nicht zuletzt unsere Kunstfaser- und Kunstseidenwerke in Schwarza und Premnitz.

Schwefel und seine Verbindungen

Schwefel ist auf der Erde sehr weit verbreitet. In Polen, auf Sizilien, in Mexiko, den USA, der UdSSR und in Japan kommt er in mächtigen Lagern in elementarer Form vor. Wegen seiner großen Reaktionsfähigkeit bildet er aber auch einen Bestandteil vieler Mineralien, und wir finden ihn im Meerwasser in Sulfaten. Pflanzen und Tiere enthalten Schwefel im Eiweiß gebunden; in der Kohle, die ja aus Pflanzen entstanden ist, kommt er organisch gebunden oder in Vereinigung mit Eisen als Schwefelkies (FeS_2) vor. Braunkohle kann bis zu 6 % Schwefel enthalten. Unsere Kohlenveredlungsindustrie gewinnt jährlich über 100 000 Tonnen Schwefel durch Reinigung von Kokerei-, Wasser- oder Generatorgas.

Wir lösen Schwefel

Dampfförmiger Schwefel vereinigt sich mit glühendem Koks zu Kohlendisulfid (CS_2), einer unangenehm riechenden, feuergefährlichen Flüssigkeit, die in der Kunstseiden- und Zellwollindustrie unentbehrlich geworden ist. Kohlendisulfid ist ein gutes Lösungsmittel für den Schwefel selbst. Dieser löst sich bekanntlich nicht in Wasser und nur in kaum feststellbarer Menge in Benzol, Alkohol oder Äther.

Wenn wir eine Lösung von wenig Schwefel in Kohlendisulfid langsam auf einem Uhrglas eindunsten lassen, erhalten wir große Kristalle des sogenannten „rhombischen" oder „Alpha-Schwefels". Wir beachten dabei aber die Feuergefährlichkeit und Giftigkeit des Kohlendisulfids, löschen alle Brenner und lassen das Uhrglas unter dem Abzug oder vor dem Fenster stehen.

Die zweite Formart, den „monoklinen" oder „Beta-Schwefel", können wir bei einiger Geduld durch Auskristallisieren aus Toluol in schönen etwa 1 cm langen Nadeln erhalten (auch Toluol ist feuergefährlich!).

Vorsicht! Gift!

Wie wir bereits hörten, findet sich Schwefel in der Natur häufig in Verbindung mit Metallen in Form von Metallsulfiden. Das im Labor vielfach verwendete Eisensulfid, FeS, ist eine blauschwarze Masse. Wir erhalten es, wenn wir 20 g reines Eisenpulver mit 11 g Schwefelpulver (Schwefelblüte) innig vermengen und auf einer feuerfesten Unterlage entzünden. Das an einer Stelle beginnende Glühen setzt sich durch die

gesamte Mischung fort. Nach dem Erkalten bleibt ein fester Kuchen zurück.

Dieses Schwefeleisen braucht man zur Herstellung von Schwefelwasserstoff, der in der chemischen Analyse bei der Ausfällung von Metallen Verwendung findet.

Wir übergießen im Reagenzglas eine erbsengroße Menge unseres selbst hergestellten Eisensulfids mit verdünnter Salzsäure. Unter lebhafter Gasentwicklung reagieren die beiden Stoffe miteinander.

$$FeS + 2\,HCl \longrightarrow H_2S\uparrow + FeCl_2$$

Aus dem Reagenzglas entweicht der ekelhaft nach fauligen Eiern riechende Schwefelwasserstoff. Leiten wir ihn in Wasser ein, so löst er sich teilweise. Es bildet sich eine schwache Säure, das Schwefelwasserstoffwasser.

Beim Arbeiten mit Schwefelwasserstoff ist äußerste Vorsicht geboten, denn das Gas besitzt fast die Giftigkeit der Blausäure (HCN) und führt, in einer Konzentration von 1,2 bis 2,8 mg/l Luft eingeatmet, durch Lähmung des Atemzentrums zum Tode. Versuche mit Schwefelwasserstoff müssen deshalb stets im Freien oder unter einem gut ziehenden Abzug ausgeführt werden. Der Mensch hat in seinem Geruchsorgan ein gut funktionierendes Warnsystem, denn er kann Schwefelwasserstoff bereits in einer Konzentration von 0,000 000 1 mg/l Luft wahrnehmen. Bei längerem Einatmen von Schwefelwasserstoff treten jedoch Lähmungserscheinungen der Geruchsnerven auf, weshalb wir uns nicht auf unser Geruchsorgan als Warnsystem verlassen können.

Für den chemischen Nachweis von Schwefelwasserstoff benutzen wir angefeuchtetes „Bleipapier". Zu seiner Herstellung tränken wir Filterpapier mit einer verdünnten Bleisalzlösung (Bleiäthanat oder Bleinitrat), lassen es trocknen und schneiden es dann in 1 cm breite Streifen. (Vorsicht! Bleisalze sind giftig.) Der Schwefelwasserstoff reagiert mit den Bleiionen unter Bildung von schwarzem Bleisulfid.

$$Pb^{++} + S^{--} \longrightarrow PbS$$

Mit einigen Streifen selbstgefertigtem „Bleipapier" gehen wir auf die Suche nach Schwefelwasserstoff in der Natur. Wir prüfen verdorbene Lebensmittel (Fleisch, Eier) oder untersuchen die Luft über Dunggruben und in Ställen.

Wir empfehlen, bei Versuchen mit Schwefelwasserstoff die Methode der trockenen Darstellung anzuwenden, da sich bei ihr der Gasstrom leicht regulieren und jederzeit unterbrechen läßt. Zu diesem Zweck schmelzen wir in einer Porzellanschale etwa 25 g Paraffin (Kerzenreste) und verrühren die Schmelze mit 15 g Schwefelblüte. Dann neh-

men wir den Brenner weg und rühren bis zum Erstarren der Masse weiter. Unterlassen wir das Rühren, so werden die Schwefelteilchen nicht gleichmäßig von dem erstarrenden Paraffin eingeschlossen. Die feste Masse zerkleinern wir und bewahren sie in einem Vorratsgefäß auf.

Wenn wir Schwefelwasserstoff benötigen, brauchen wir nur einige Stückchen Paraffin-Schwefelmischung in einem Reagenzglas mit Gasableitungsrohr auf mehr als 170 °C zu erhitzen. Die Stärke des Gasstromes nimmt mit der Erhöhung der Temperatur zu. Die Gasentwicklung hört sofort auf, wenn wir den Brenner wegnehmen.

Bei der Reaktion verbindet sich der Wasserstoff des Paraffins mit dem Schwefel zu Schwefelwasserstoff, und Kohlenstoff bleibt zurück; zum Beispiel:

$$C_{40}H_{82} + 41\,S \longrightarrow 41\,H_2S\uparrow + 40\,C$$

Wir bilden Sulfide

Wir wollen nun Schwefelwasserstoff in die Lösungen verschiedener Metallsalze einleiten, um die Farbe der ausgefällten Metallsulfide betrachten zu können. Die Sulfide von Mangan, Zink, Kobalt, Nickel und Eisen fallen nur aus, wenn wir die Lösung durch Zusatz von Ammoniumhydroxid alkalisch machen. Aus salzsaurer Lösung können wir die Sulfide von Quecksilber, Blei, Kupfer, Wismut, Kadmium, Arsen, Antimon und Zinn ausfällen. Wir stellen die Beobachtungen in einer kleinen Tabelle zusammen, die uns bei späteren Untersuchungen gute Dienste leisten wird.

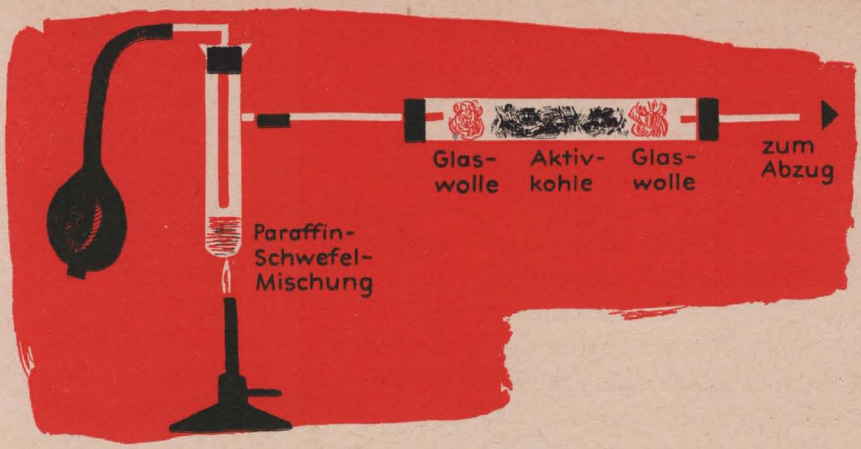
Schwefelwasserstoff brennt

Lassen wir Schwefelwasserstoff aus einem zur Spitze ausgezogenen Glasrohr ausströmen, so können wir, nachdem wir die Knallgasprobe gemacht haben, das Gas anzünden. Die Schwefelwasserstoffflamme hat einen blauen Saum und besitzt nur geringe Leuchtkraft.

$$2\,H_2S + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + 2\,SO_2\uparrow$$

Bei der Verbrennung entsteht Schwefeldioxid, das wir an seinem stechenden Geruch und an der Rötung von feuchtem blauem Lackmuspapier erkennen.

Bei ungenügendem Sauerstoffzutritt wird der Schwefelwasserstoff nur bis zum Schwefel oxydiert. Aktivkohle beschleunigt diesen Vorgang



katalytisch. Bei der Feinreinigung von Industriegasen, deren Schwefelgehalt nicht höher als 25 g Schwefel je m^3 liegt, macht man davon häufig Gebrauch.

$$2\,H_2S + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + 2\,S$$

Die experimentelle Durchführung dieses Verfahrens bereitet keine Schwierigkeiten. Wir arbeiten mit der nebenstehend abgebildeten Apparatur. Es kommt hauptsächlich darauf an, Luft und Schwefelwasserstoff im Verhältnis 3:1 durch die Aktivkohle zu leiten. Auf der Kohle wird gelber Schwefel abgeschieden.
Durch Waschen der Aktivkohle mit Kohlendisulfid können wir sie wieder vom Schwefel befreien. In der Technik nimmt man dazu meist Lösungen von Ammoniumsulfid, $(NH_4)_2S$.

Zwei Verfahren für ein Produkt

Der Schwefel brennt mit blaßblauer Flamme. Dabei entsteht ein farbloses, stechend riechendes Gas, das Schwefeldioxid, SO_2. Es ist giftig und reizt die Atemwege. Wir müssen uns deshalb davor hüten, Schwefeldioxid einzuatmen.

Experimente mit schwefliger Säure

Im Wasser löst sich Schwefeldioxid außerordentlich gut. Es bildet sich schweflige Säure.

$$H_2O + SO_2 \rightleftharpoons H_2SO_3$$

Diese wirkt keimtötend und bleichend. In Brauereien und Weinkeltereien werden die Fässer vielfach „ausgeschwefelt". Korbmacher schwefeln die Körbe, die sie aus entrindeten Weiden geflochten haben, damit sie schön weiß werden. Auch feuchte Wolle, Stroh, Baumwolle und Seide können wir in angefeuchtetem Zustand durch Behandeln mit Schwefeldioxid bleichen. Heidelbeerflecke verschwinden aus Geweben, wenn wir die angefeuchtete Stelle längere Zeit in den „Dampf" brennenden Schwefels halten.

Wir wollen uns von der Bleichwirkung der schwefligen Säure überzeugen, indem wir einen Zylinder mit Schwefeldioxid füllen (brennenden Schwefelfaden oder Verbrennungslöffel mit brennendem Schwefel hineinhalten), dann verschiedene farbige Gegenstände (Blüten, feuchte Stoffreste, feuchtes Lackmuspapier usw.) hineingeben, mit einer Glasplatte gut verschließen und einige Zeit warten.

Wer sich einmal mit dem Atomaufbau der Elemente beschäftigt hat, weiß, daß das Schwefelatom auf seiner äußeren „Schale" sechs Elektronen, sogenannte Valenzelektronen, besitzt. Es kann also maximal sechswertig sein. In dieser Wertigkeitsstufe bildet es ein Oxid der Formel SO_3, das Schwefeltrioxid. Es ist das Anhydrid der Schwefelsäure.

$$H_2O + SO_3 \rightleftharpoons H_2SO_4$$

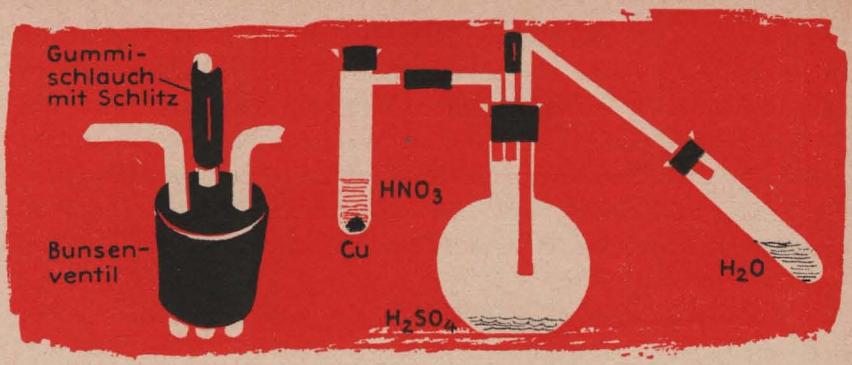
Verbrennt man Schwefel unter gewöhnlichen Bedingungen, so erhält man immer nur Schwefeldioxid. Sollte sich doch etwas Schwefeltrioxid gebildet haben, so wird es meist sofort wieder durch die Verbrennungswärme in Schwefeldioxid und Sauerstoff zerlegt.

$$2\,SO_3 + \text{Wärme} \rightleftharpoons 2\,SO_2 + O_2$$

Das Hauptproblem der Schwefelsäuregewinnung besteht in der Umwandlung von Schwefeldioxid in Schwefeltrioxid. Es gibt dafür zwei Verfahren, das Bleikammerverfahren (verbessert als Turmverfahren) und das Kontaktverfahren.

Schwefelsäure nach dem Bleikammerverfahren

Wir füllen ein größeres Glasgefäß (etwa einen 500-ml-Rundkolben) mit SO_2, indem wir einige Zeit einen brennenden Schwefelfaden hineinhalten oder das Gas aus einem Gasentwickler einleiten. Schwefeldioxid läßt sich auch verhältnismäßig leicht aus konzentrierten Lösungen von Natriumsulfit (Na_2SO_3) oder Natriumhydrogensulfit ($NaHSO_3$) durch Zutropfen von konzentrierter Schwefelsäure entwickeln. Die Schwefelsäure vertreibt dabei als stärkere Säure die schweflige Säure aus ihren



Salzen. Die schweflige Säure zerfällt sofort in Wasser und Schwefeldioxid.

Wenn der Kolben mit Schwefeldioxid gefüllt ist, verschließen wir ihn mit einem dreifach durchbohrten Stopfen. Durch die eine Bohrung führt ein winklig gebogenes Glasrohr zu einem Reagenzglas mit seitlichem Ansatz. Wir entwickeln darin aus Kupferstückchen und verdünnter Salpetersäure Stickstoffdioxid. In der zweiten Bohrung steckt ein bis zur Mitte des Kolbens führendes Glasrohr, durch das wir später Wasserdampf einleiten, in der dritten ein kurzes Rohrstück mit einem Bunsenventil. Zunächst leiten wir einen kräftigen Strom von Stickstoffdioxid (Giftigkeit beachten!) in den Kolben. Es tritt noch keine Reaktion ein. Der Kolben enthält jetzt eine Mischung des dunkelbraunen NO_2 und des farblosen SO_2. Sobald wir aber Wasserdampf einleiten, tritt eine Entfärbung ein als Zeichen dafür, daß die Reaktion begonnen hat. Das Stickstoffdioxid oxydiert das Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid unter Einwirkung des Wasserdampfes, mit dem es sich sofort zur Schwefelsäure umsetzt.

$$2\,NO_2 + 2\,SO_2 \longrightarrow 2\,NO + 2\,SO_3$$
$$2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$$

Auf dem Boden des Kolbens sammelt sich ein farbloses Kondensat, die überschüssigen Gas- und Dampfmengen entweichen durch das Bunsenventil.

Wir gießen die farblose Flüssigkeit aus dem Kolben in ein Reagenzglas, prüfen mit Lackmuspapier auf saure Reaktion und weisen die Sulfationen (SO_4^{--}) der entstandenen Schwefelsäure mit Bariumchloridlösung nach.

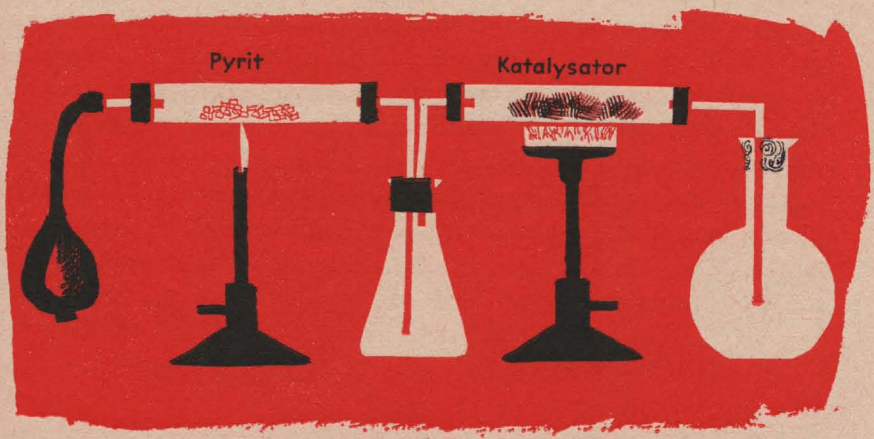
Ein dicker weißer Niederschlag von Bariumsulfat zeigt uns an, daß wir erfolgreich gearbeitet haben.

Wir studieren das Kontaktverfahren

Die Rohstoffe für die Schwefelsäurefabrikation sind recht unterschiedlich. Reiner Schwefel wird in Deutschland nur in ganz geringer Menge eingesetzt. Die Mehrzahl der Betriebe stellt das Schwefeldioxid durch Rösten von sulfidischen Erzen her. In Drehrohrröstöfen oder in Mehretagenöfen setzt sich Pyrit mit Luftsauerstoff nach folgender Gleichung um:

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$$

Es bildet sich Eisen(III)-oxid, das als Abbrand die Öfen verläßt und an eisengewinnende Betriebe weitergeleitet wird.



Wir zermörsern einige Stückchen Pyrit und bringen sie in ein schwerschmelzbares Glasrohr, das wir mit einfach durchbohrten Stopfen verschließen. Dann erhitzen wir das Rohr kräftig mit einem Brenner und blasen gleichzeitig mit einem Gummiball Luft hindurch. Die Röstgase leiten wir zum Absetzen des Flugstaubes in ein leeres Glasgefäß und von da in ein zweites schwerschmelzbares Rohr, in dem sich der auf 400 bis 500 °C erhitzte Katalysator befindet. In der Technik verwendet man meist Vanadiumverbindungen (Vanadiumpentoxid, V_2O_5; Natriumvanadat, $NaVO_3$), wir kommen aber auch mit rotem Eisenoxid (Fe_2O_3) zum Ziel. Wir tragen das feinpulvrige Eisenoxid auf Glaswolle auf, die wir in einer 5 cm langen Schicht in dem Rohr verteilen. Das Rohr mit dem Katalysator erhitzen wir bis zur beginnenden Rotglut. An dem Katalysator verbindet sich das Schwefeldioxid mit dem Sauerstoff der durchgeblasenen Luft zu Schwefeltrioxid:

$$2\ SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\ SO_3$$

Das entstehende Schwefeltrioxid erkennen wir an seiner Neigung, mit der Luftfeuchtigkeit Nebel zu bilden. Wir leiten es in einen leeren Kolben, in dem wir es nach Beendigung des Versuches kräftig mit wenig Wasser schütteln. Die entstandene Schwefelsäure weisen wir wie im vorigen Versuch nach.

Wir kommen auch zum Ziel, wenn wir Pyrit und Katalysator in ein und demselben Glasrohr durch etwas Glaswolle getrennt unterbringen. Auch in einem Reagenzglas mit seitlichem Ansatz können wir arbeiten. Wir geben auf den Boden des Glases den Pyrit, darüber eine Schicht Glaswolle und dann die Glaswolle mit dem Katalysator. Die Luft leiten wir von oben mit einem Rohr ein, das dicht über dem Katalysator endet. Am seitlichen Ansatz befestigen wir ein Winkelrohr. Es führt in ein Reagenzglas.

Wenn wir keinen Pyrit zur Verfügung haben, stellen wir uns das Schwefeldioxid in einem Reagenzglas mit seitlichem Ansatz aus Natriumsulfit oder aus Natriumhydrogensulfit und Schwefelsäure her und drücken es mit einem Luft- oder Sauerstoffstrom über den Katalysator.

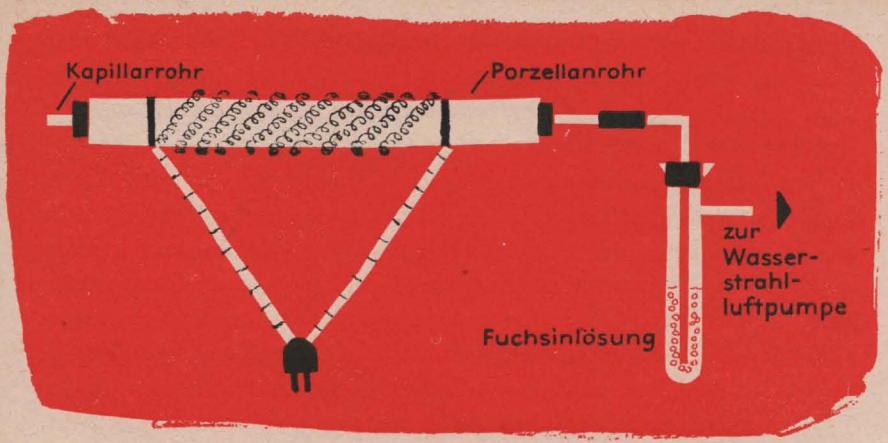
Als Katalysator können wir auch Chrom(III)-oxid verwenden, das wir in einem kleinen Eisentiegel glühen und dann fein zermörsern. Wir können auch Tonscherben mit Eisen(II)-sulfatlösung tränken und sie kräftig glühen. Auf dem Ton scheidet sich dabei Eisen(III)-oxid in feiner Verteilung ab.

Säure aus Gips

Die DDR verfügt nicht über genügend Metallsulfide, die sich für die Schwefelsäuregewinnung eignen. Wir importieren deshalb große Mengen sulfidischer Erze, müssen aber auch auf andere einheimische Rohstoffe zurückgreifen.

Im Südharz, bei Niedersachswerfen, und in Thüringen gibt es mächtige Lager von Anhydrit und Gips ($CaSO_4$ und $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$). Sie sind die Ausgangsstoffe für ein Verfahren der Schwefeldioxidgewinnung, das von J. Müller und H. Kühne bereits vor rund 50 Jahren entwickelt wurde.

Sulfate kann man durch Anwendung hoher Temperaturen spalten. Müller erkannte, daß die Zersetzungstemperatur von Kalziumsulfat von 2000 auf 1200 °C gesenkt werden kann, wenn man fein gemahlenen Koks zusetzt. Der Koks reduziert zunächst bei 900 °C das Kalziumsulfat, das sich dann bei 1200 °C mit unzersetztem Sulfat umsetzt, wobei Schwefeldioxid und gebrannter Kalk entstehen.



$$CaSO_4 + 2\,C \xrightarrow{900\,^\circ C} CaS + 2\,CO_2$$

$$CaS + 3\,CaSO_4 \xrightarrow{1200\,^\circ C} 4\,CaO + 4\,SO_2$$

Die Zerlegung von Kalziumsulfat im Laborversuch gelingt nur, wenn wir entsprechend hohe Temperaturen erzeugen. Wir arbeiten mit der gleichen Apparatur, wie sie beim Rösten von Pyrit beschrieben wurde, nur verwenden wir als Verbrennungsrohr ein Rohr aus Porzellan oder Eisen. Wir verschließen es mit durchbohrten Stopfen, die wir zum Wärmeschutz mit Asbestpapier umwickeln. In dem einen Stopfen steckt ein Kapillarrohr, in dem anderen ein einfaches Glasrohr, das wir mit einer Waschflasche verbinden. Sie ist zur Hälfte mit Wasser oder Fuchsinlösung gefüllt. Den Versuchsaufbau zeigt die obenstehende Abbildung.

Das Reaktionsgemisch bereiten wir uns folgendermaßen: Wir verreiben 10 g Gips mit 5 kg Kaolin (in Apotheken als „Bolus alba" erhältlich) und 1,5 g Aktivkohlepulver in einem Mörser. Das Gemenge trocknen wir, indem wir es in einer Porzellanschale einige Zeit bis auf fast 200 °C erhitzen. Nach dem Abkühlen (am besten in einem Exsikkator) bringen wir die Mischung in die Mitte des Verbrennungsrohres, achten aber darauf, daß sie nicht den gesamten Rohrquerschnitt ausfüllt. Dann erhitzen wir das Rohr kräftig mit zwei Brennern (einer von unten, einer schräg von oben) und saugen, wenn das Rohr glüht, einen nicht zu kräftigen Luftstrom durch die gesamte Apparatur. Bereits nach 10 Minuten wird die Fuchsinlösung in der Waschflasche durch die gebildete schweflige Säure entfärbt sein. Wir stellen die Wasserstrahlluftpumpe ab und hören mit dem Erhitzen auf.

Hohe Temperaturen können wir auch erzeugen, wenn wir ein Porzellanrohr verwenden und dieses möglichst eng mit einer Heizwendel (750 bis 1000 Watt) umwickeln. Die Enden der Wendel verbinden wir

mit starkem Kupferdraht, den wir mehrfach um das Rohr wickeln und dann mit Porzellanperlen isoliert zu einem Stecker führen (Vorsicht beim Arbeiten mit 220 Volt!). Selbstverständlich eignet sich auch ein Gebläse oder eine Lötlampe als Heizquelle.

In der Technik arbeitet man mit einer Mischung von Anhydrit, Koks, Ton, Sand und Kiesabbrand (Fe_2O_3). Transportschnecken befördern die Mischung in 70 m lange Drehrohröfen, die mit Kohlenstaub beheizt werden. Die Temperatur am Ende des Ofens, also an der Brennstelle, beträgt etwa 1400 °C. Bei dieser Temperatur verschmilzt der im Verlaufe der Reaktion gebildete Branntkalk mit dem Ton, dem Kiesabbrand und dem Sand zu Zementklinker. Nach der Abkühlung wird der Klinker gemahlen und mit einigen Prozent Gips versetzt. Er erscheint unter der Bezeichnung PZ 375 als hochwertiger Portlandzement im Handel. Bei sorgfältiger Betriebsführung und Überwachung kann man aus 100 t Anhydrit (nebst Ton, Sand, Koks und Kiesabbrand) etwa 72 t Schwefelsäure und 62 t Zementklinker gewinnen.

Säure aus Salz

Der Salzbergbau der DDR ist in der Lage, beträchtliche Mengen Kieserit (Magnesiumsulfat, $MgSO_4 \cdot H_2O$) zu liefern. Deshalb entwickelte ein Kollektiv von Wissenschaftlern unter Leitung von Professor Dr. Schätzel ein auf der Spaltung von Magnesiumsulfat beruhendes Verfahren zur Gewinnung von Schwefeldioxid.

Wir verwenden für unseren Versuch die gleiche Anlage wie bei der Gipsspaltung, kommen diesmal allerdings wieder mit einem schwerschmelzbaren Glasrohr zum Ziel. Das Reaktionsgemisch stellen wir uns her, indem wir in einer Porzellanschale 5 g Magnesiumsulfat und in einem Eisentiegel mit Deckel $^1/_2$ g Aktivkohle glühen und beide Stoffe nach dem Abkühlen in einem Mörser zu Staub zerreiben. Wir bringen sie in einem Porzellanschiffchen in das Reaktionsrohr.

Die weiße Masse, die sich am Ende des Versuches in dem Porzellanschiffchen befindet, besteht aus Magnesiumoxid. Es wird in der Technik zu „Sorelzement" verarbeitet. Er bildet die Grundlage für die Herstellung von Steinholz (Xylolith).

Wir verlegen Steinholz

Wir verrühren eine Mischung aus gleichen Teilen Magnesiumoxid und Sägespänen mit Magnesiumchloridlösung zu einem Brei, den wir etwa

1 cm dick auf einer Unterlage ausstreichen. Die Masse ist nach 24 bis 48 Stunden steinhart geworden. Sie ist unbrennbar, läßt sich nageln, bohren und zersägen. Im Hausbau wird Steinholz vielfach als Fußbodenmaterial verwendet. Holzwolle, die ohne Ausfüllung der Zwischenräume mit Sorelzement (Magnesiazement) gehärtet und zu Platten gepreßt verkittet wird, kann als leichtes, wärme- und schalldichtendes Baumaterial (Heraklitplatten) Anwendung finden.

Metalle - Grundlage der Technik

3

Metalle und ihre Verbindungen

Metalle sind das Sinnbild der Technik. Fast alle Produktionsinstrumente vom einfachen Werkzeug bis zur vollendeten Maschine bestehen in ihren wesentlichen Teilen aus Metallen. Daran wird auch der Siegeszug der Plaste nichts ändern. Sie haben zwar die Metalle vielfach abgelöst, und diese Entwicklung wird weiter zunehmen, doch die meisten Produktionsanlagen, die Maschinen, Motoren, elektrischen Leitungen, Hochdruckkessel usw., wird man auch in Zukunft vorwiegend aus Metallen bauen.

Von den einzigartigen Eigenschaften der Metalle, die von keinem anderen Werkstoff erreicht werden, wollen wir nur einige hervorheben: Metalle lassen sich gießen, schmieden, walzen, zu Drähten ausziehen, biegen, schweißen, löten, drehen, fräsen, bohren, sägen, hobeln. Durch Legieren von Metallen oder durch kleine Zusätze von Nichtmetallen lassen sich Werkstoffe herstellen, die den speziellsten Anforderungen genügen. Drehstähle, Sägeblätter, Bohrer können infolge ihrer Härte zur Bearbeitung von Metallen benutzt werden, Blatt- oder Schraubenfedern sind dagegen elastisch bei gleichzeitiger großer Festigkeit, Zahnräder, Wellen, Schrauben und Muttern müssen besonders bruchfest sein, Drahtseile und Ketten zeichnen sich durch enorme Zugfestigkeit aus, und Kolben, Zylinder, Hochdruckkessel vertragen hohe Temperaturen, gewaltigen Überdruck sowie chemisch aggressive Stoffe.

Ohne Metalle gäbe es keine Elektrotechnik. Die gute Leitfähigkeit für den elektrischen Strom bildet eine charakteristische Eigenschaft aller „echten Metalle" und wird von keinem nichtmetallischen Material erreicht.

Von den rund 90 chemischen Elementen, die in der Natur vorkommen, rechnen wir etwa 65 zu den Metallen. Einige Elemente, wie Antimon

oder der „Halbleiter" Germanium, stehen an der Grenze zwischen Metall und Nichtmetall.

Noch vor zwei Jahrzehnten besaß der größte Teil dieser metallischen Elemente keinerlei technische Bedeutung. Man begnügte sich mit den herkömmlichen, häufigen oder leicht gewinnbaren Metallen. Doch mit dem Beginn des „Atomzeitalters", dem Bau von Überschallflugzeugen und Weltraumraketen steigerten sich die Anforderungen an die metallischen Werkstoffe. Bereits am Anfang unseres Jahrhunderts hatten die Bedürfnisse der Flugzeugindustrie zur großtechnischen Produktion der Leichtmetalle Aluminium und Magnesium geführt. Die großartigen technischen Neuerungen unserer Tage lassen gegenwärtig Anlagen zur Gewinnung von vielen Metallen entstehen, die uns bisher kaum dem Namen nach bekannt waren. Dazu gehören vor allem Titan und Zirkon, die auf der Erde sehr häufig sind, jedoch meist nicht als reine Erze, sondern verstreut in den Gesteinen vorkommen. Aber auch Beryllium, Hafnium, Indium, Niobium und andere „Raritäten" erlangen technische Bedeutung.

Die Metalle Uran und Thorium sind unentbehrliche Brennstoffe für Atomkern-Reaktoren, in denen heute schon tonnenweise das „Transuran" Plutonium gewonnen wird. Plutonium ist ein „künstliches Element", ein Metall, das in der Natur praktisch nicht vorkommt. Durch Kernspaltung von 1 kg Plutonium wird etwa die gleiche Energie freigesetzt wie bei der Verbrennung von 2500 t Steinkohle oder bei der Explosion der gleichen Menge Trinitrotoluol!

Durch unseren Kampf an der Seite aller friedliebenden Menschen wollen wir dafür sorgen, daß die Vorschläge der Sowjetunion für die Nichtweitergabe von Atomwaffen sowie für eine allgemeine und vollständige Abrüstung verwirklicht werden und die angehäuften Plutoniumvorräte zur Erzeugung von Kernenergie für friedliche Zwecke zum Wohle der Menschheit Verwendung finden.

Einteilung der Metalle

Über Metalle und ihre Verbindungen ließe sich allein ein umfangreiches Experimentierbuch schreiben. Wenn wir in den folgenden Abschnitten versuchen, einige Eigenschaften der Metalle und Metallsalze in kleinen Versuchen zu studieren, so können wir bestenfalls einen vielseitigen, doch keinen systematischen oder gar vollständigen Überblick geben. Dabei interessieren uns besonders die Einteilung der Metalle in Gruppen und die wichtigsten Eigenschaften dieser Gruppen. Ferner

wollen wir charakteristische Nachweisreaktionen zusammenstellen, mit denen wir die Anwesenheit eines bestimmten Metalls in einem Stoffgemisch feststellen können.

Für diese Versuche benötigen wir Proben reiner oder legierter Metalle, die wir uns durch Sammeln alter Metallgegenstände leicht beschaffen können. Dreh- und Feilspäne verschiedener Art, Kupferdrahtreste, alte Nickel- und Silbermünzen, Aluminiumfolie und schadhafte verchromte Fahrradteile, Zinkblech aus verbrauchten Taschenlampenbatterien oder alten Dachrinnen, Blei aus Akkumulatorenplatten oder Kabelresten, Zinn aus „echten" Stanniolverschlüssen und Zinnfiguren, Wolfram aus Glühfäden durchgebrannter Lampen und Molybdän aus den Halterungen der Glühdrähte oder den Gittern verbrauchter Radioröhren, Nickel aus den Anodenblechen dieser Röhren — es ließen sich zahlreiche weitere Beschaffungsmöglichkeiten für Metallproben anführen. Selbstverständlich brauchen wir immer nur sehr kleine Mengen der kostbaren „Buntmetalle". Wir wollen sie keineswegs horten, vielmehr sollten wir bei der Suche nach geeigneten Metallproben für unsere Versuche stets nach ungenutzten Schrottreserven Ausschau halten, um sie unserer Wirtschaft zur Verfügung zu stellen!

Neben diesen Metallproben verwenden wir auch Metallverbindungen, die wir — ebenso wie die übrigen Chemikalien — aus Drogerien, Apotheken, Chemikalienfachgeschäften usw. beziehen.

Die Einteilung der Metalle erfolgt in der Chemie nach der Stellung im Periodensystem der Elemente, das wir auf der Innenseite des Buchdeckels finden. Der Praktiker teilt außerdem in Schwermetalle und Leichtmetalle, edle und unedle Metalle, leicht- und schwerschmelzbare Metalle und nach anderen Gesichtspunkten ein.

Das Periodensystem enthält bekanntlich Haupt- und Nebengruppen von Elementen, die sich durch ähnliche chemische Eigenschaften auszeichnen und die in der Tabelle untereinander angeordnet sind. In der ersten Hauptgruppe finden sich die Alkalimetalle Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Zäsium und in der ersten Nebengruppe die Metalle Kupfer, Silber und Gold. Die zweite Gruppe umfaßt in der Hauptgruppe die Erdalkalien Beryllium, Magnesium, Kalzium, Strontium, Barium, Radium und in der Nebengruppe die Metalle Zink, Kadmium und Quecksilber. Die dritte Gruppe beginnt mit dem Nichtmetall Bor und wird durch die Erdmetalle Aluminium, Scandium, Yttrium, die 15 „Seltenen Erden" und das radioaktive Aktinium fortgesetzt. Die zugehörige Nebengruppe enthält die wenig bekannten Metalle Gallium, Indium und Thallium. Bei der vierten und fünften Hauptgruppe weisen nur die letzten Glieder metallischen Charakter auf, und in der sechsten, siebenten und achten Hauptgruppe finden sich nur noch Nichtmetalle.

Die Elemente der Nebengruppen sind jedoch auch in diesen Spalten des Periodensystems Metalle. Besonders wichtig sind die sogenannten Übergangsmetalle der achten Nebengruppe, die drei Untergruppen umfaßt. Hier sind die Eisenmetalle und die Platinmetalle enthalten. Diese Gliederung kann durch die moderne Atomtheorie zwanglos erklärt werden, doch würde uns das hier zu weit führen. Wir wollen uns vielmehr im Experiment von den Eigenschaften dieser Gruppen und der individuellen Metalle überzeugen.

Die Alkalimetalle (1. Hauptgruppe)

Die Alkalimetalle sind chemisch sehr unedel und reagieren heftig mit Wasser, wobei sich starke Basen bilden. Salze der Alkalimetalle Natrium und Kalium haben wir bereits ausführlich kennengelernt.
Der analytische Nachweis dieser Metalle ist insofern schwierig, als die Alkalimetalle mit den gängigen Säuren keine unlöslichen Salze bilden, so daß Fällungsreaktionen nur mit komplizierten Reagenzien möglich sind. Auch charakteristische Farbreaktionen mit einfachen Reagenzien im gelösten oder festen Zustand sind nicht bekannt. Dafür liefern Natrium und Kalium Flammenfärbungen, die zu ihrem qualitativen Nachweis dienen.

Nachweis von Kalium und Natrium

In die nichtleuchtende Bunsenflamme halten wir ein Magnesiastäbchen, bis eine anfängliche Flammenfärbung verschwindet. Nun bringen wir an das Stäbchen eine Spur von Kochsalz und halten es wieder in die Flamme. Es tritt eine lebhafte gelbe Flammenfärbung auf. Da diese Färbung sehr intensiv ist und Natrium eine beinahe allgegenwärtige Verunreinigung darstellt, überzeuge man sich bei der Prüfung durch Vergleiche mit reinen Natriumverbindungen, ob das Element nur als Verunreinigung oder als Hauptbestandteil vorliegt.
Kalium färbt die Flamme rotviolett. Da diese Färbung meist durch gleichzeitig anwesendes Natrium überdeckt wird, schaltet man das gelbe Licht durch ein blaues Filter (Kobaltglas) aus. Wir prüfen auf diese Weise einige Salze auf ihren Gehalt an Kalium.
Wer zufällig etwas Lithiumsalz besitzt, kann sich von der wundervollen Rotfärbung der Flamme durch dieses Element überzeugen.

Die Metalle der 1. Nebengruppe

Ganz im Gegensatz zu den Alkalimetallen sind Kupfer, Silber und Gold sehr edel. Sie besitzen nur eine geringe Affinität zum Sauerstoff, ihre Oxide lassen sich leicht reduzieren, und die Metalle kommen in der Natur auch (Gold sogar vorwiegend) in elementarer Form vor. Der edle Charakter nimmt in der genannten Reihenfolge zu. Für die übrigen Nebengruppen des Periodensystems gilt gleichfalls als Regel, daß mit steigender Ordnungszahl ein zunehmend edler Charakter beobachtet wird. Von verdünnten Säuren werden die Metalle der ersten Nebengruppe nicht angegriffen. Kupfer und Silber lösen sich jedoch in starker Salpetersäure und Gold in „Königswasser", einer Mischung aus einem Teil Salpetersäure und drei Teilen Salzsäure.
Gemeinsame Eigenschaften der Alkalimetalle und der Kupfergruppe sind die Einwertigkeit sowie die hervorragende elektrische Leitfähigkeit. Allerdings gehen Kupfer und Silber auch zweiwertige, Gold sogar dreiwertige Verbindungen ein.
Einige Eigenschaften und Nachweisreaktionen studieren wir in folgenden Versuchen.

Oxydation und Reduktion von Kupfer

In die nichtleuchtende Flamme des Bunsenbrenners halten wir mit einer Pinzette ein Stück Kupferdraht oder -blech. Das Kupfer wird rasch oxydiert, und es erscheinen zuerst Anlauffarben dünner Schichten. Später färbt sich die Kupferoberfläche durch eine Schicht von zweiwertigem Kupferoxid (CuO) schwarz. Eine dünne Schicht von rotem einwertigem Oxid (Cu_2O) bildet sich schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr rasch und ist deshalb stets auf dem Kupfer vorhanden.
Halten wir das oxydierte Kupfer in die Reduktionszone der Bunsenflamme (oberer Teil des Kegels), so wird das Oxid durch Wasserstoff reduziert, und wir beobachten die rote Farbe des Metalls.
Flüchtige Kupferverbindungen färben die Flamme grün. Das erkennen wir sehr deutlich, wenn ein Kupferdraht in Salzsäure getaucht und anschließend in die nichtleuchtende Flamme gebracht wird. Es hat sich etwas flüchtiges Kupferchlorid ($CuCl_2$) gebildet.
Ein dünner Kupferdraht schmilzt in der nichtleuchtenden Bunsenflamme bei 1084 °C. Um größere Kupferstücke auf diese Temperatur zu erhitzen, muß man ein Gebläse benutzen.
Ein beliebiges Kupfersalz kann beim Schmelzen mit Soda auf einer Holzkohle im Lötrohr leicht zu metallischem Kupfer reduziert werden.

Wir mischen dazu sehr wenig entwässertes Kupfersulfat mit der dreifachen Menge wasserfreier Soda und bringen das Gemisch in eine Höhlung in einem Stück Holzkohle. (Beide Salze entwässern wir getrennt für sich durch Ausglühen der wasserhaltigen Kristalle in schwerschmelzbaren Reagenzgläsern oder im Porzellantiegel über der Bunsenflamme.) Nun richten wir die Reduktionsflamme des Lötrohrs auf das Gemisch. Nach einiger Zeit lassen wir erkalten und finden in der Grube der Holzkohle rötliche Flitter von metallischem Kupfer.

Nachweis von Kupfer in Legierungen

Einen Hinweis auf das Vorhandensein von Kupfer gibt bereits die Farbe. Rote und gelbe Töne machen die Anwesenheit von Kupfer wahrscheinlich. Allerdings sind zum Beispiel Silber-Kupfer-Legierungen selbst bei einem hohen Gehalt an Kupfer noch silbern gefärbt. Alte Silbermünzen enthalten 10 bis 75 % Kupfer! Eine weitere „Vorprobe" führen wir durch Betupfen des Metalls mit einem Tropfen Salpetersäure durch. Bei Anwesenheit von Kupfer zeigt sich nach dem Eintrocknen meist ein grüner Rand von Kupfernitrat, doch gibt Nickel eine ähnliche Reaktion. Als nächstes untersuchen wir die „Boraxperle". Ein Magnesiastäbchen wird in der nichtleuchtenden Flamme erhitzt und heiß in Borax getaucht. Das haftengebliebene Salz wird zu einer glasklaren Perle zusammengeschmolzen. Diese Perle bringen wir heiß an eine Spur einer Kupferverbindung, zum Beispiel an die Nitratkruste der vorigen Probe. Nach einigem Erhitzen in der Oxydationsflamme färbt sich die Perle grün und nimmt beim Erkalten eine blaue Farbe an, während sich die Nickelperle braun färbt.

Zum endgültigen Nachweis von Kupfer lösen wir etwas Metall in Salpetersäure auf. Wie bei allen analytischen Reaktionen wollen wir uns daran gewöhnen, möglichst wenig Substanz zu verwenden. Ein stecknadelkopfgroßes Stück genügt völlig.

Wir übergießen das Metall im Reagenzglas mit Salpetersäure. Es löst sich im allgemeinen unter Bildung giftiger rotbrauner Schwaden von Stickoxiden. Wir führen die Auflösung daher unbedingt im Freien oder unter dem Abzug durch.

Wenn sich die Lösung blaugrün färbt, ist die Anwesenheit von Kupfer wahrscheinlich. Um sicherzugehen, verdünnen wir mit destilliertem Wasser und teilen die Lösung. Zur ersten Portion fügen wir tropfenweise Ammoniumhydroxid zu. Bei Anwesenheit von Kupfer fällt zunächst Kupferhydroxid, $Cu(OH)_2$, aus, das sich in überschüssigem Ammoniumhydroxid mit tiefblauer Farbe löst. Bei rascher Zugabe des

Salmiakgeistes wird kein Niederschlag beobachtet, sondern es zeigt sich sofort die blaue Farbe.

$$Cu^{++} + 2\,NH_4OH \longrightarrow Cu(OH)_2 + 2\,NH_4^+$$
$$Cu(OH)_2 + 4\,NH_4OH \longrightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 4\,H_2O$$

Bei dieser Reaktion hat sich Tetrammin-Kupfer(II)-hydroxid gebildet. Es ist ein Beispiel einer komplexen Verbindung. Zum Verständnis dieser Erscheinung müssen wir uns vorstellen, daß sich vier NH_3-Gruppen rings um das Cu-Ion herum anlagern und mit diesem zusammen ein einziges großes Kation bilden, das sich dann seinerseits mit den OH-Ionen verbindet.

Solche Komplexe können sehr stabil sein. Unsere Lösung liefert, wenn nur Kupfer zugegen ist, mit NaOH keinen Niederschlag, dagegen fällt mit H_2S-Wasser braunschwarzes Kupfersulfid aus.

Zur zweiten Portion der aufgelösten Metallprobe geben wir etwas gelöstes gelbes Blutlaugensalz (Kaliumhexazyanoferrat(II) — Vorsicht! Gift!) Entsteht ein rotbrauner Niederschlag, ist das Vorhandensein von Kupfer belegt.

Bei allen analytischen Nachweisreaktionen ist natürlich die Frage zu stellen, ob sie eindeutig sind. So treten beispielsweise bei Anwesenheit von Nickel nach Zusatz von Ammoniak ähnliche Färbungen auf wie bei Kupfer. Bei Anwesenheit von Eisen können dagegen beide Reaktionen undeutlich werden. Zum eindeutigen Nachweis von Kupfer ist daher eine übereinstimmende Aussage aller Vorproben und Reaktionen erforderlich. Liegen dagegen Störungen durch Eisen vor, so ist unter Umständen eine chemische Trennung der Metalle erforderlich.

Wir weisen noch darauf hin, daß Kupfersalze — ebenso wie die meisten Schwermetallsalze — giftig sind. Kupfersulfat wirkt gelöst als Brechmittel, es wird daher vor Einsetzen einer Giftwirkung wieder ausgeschieden.

Versuche mit Silber

Im Laufe dieses Buches brauchen wir häufig Silbernitratlösung als Reagens zum Nachweis von Salzsäure oder Chloriden. Da Silbernitrat schwer zu beschaffen ist, wollen wir eine kleine Menge durch Auflösen von einem Stück eines alten Silbergegenstandes selbst herstellen (Silbermünze, abgebrochener Löffelstiel, zerbrochenes Schmuckstück oder Stück einer Kette). Silbergegenstände bestehen jedoch nicht aus dem reinen Metall, sondern aus Legierungen, die meist Kupfer als zweiten Bestandteil enthalten. Es verleiht dem Metall eine größere Härte und

dient bei höheren Anteilen zur Streckung. Um reines Silbernitrat zu erhalten, müssen wir daher die beiden Metalle voneinander trennen, womit wir zugleich ein Beispiel für eine Trennung zweier Metalle kennenlernen.

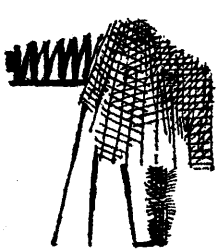
Wir lösen das Silber zunächst in reichlich Salpetersäure auf, die wir etwa 1:1 mit Wasser verdünnen. Wie beim Kupfer entwickeln sich große Mengen nitroser Gase. (Im Freien oder unter dem Abzug durchführen. Die Gase nicht einatmen!) Zur vollständigen Auflösung erwärmen wir leicht, sobald die Reaktion schwächer wird. Durch die Anwesenheit von Kupfer färbt sich die Lösung blaugrün. Die fertige Lösung verdünnen wir mit der dreifachen Menge destillierten Wassers und filtrieren in ein Becherglas.

Inzwischen haben wir eine starke Lösung von Kochsalz in destilliertem Wasser bereitet, die wir zur salpetersauren Lösung geben, bis keine Niederschlagsflocken mehr gebildet werden. Wir erhitzen die Flüssigkeit 10 Minuten auf dem Wasserbad, damit sich der sehr fein verteilte Niederschlag verfestigt und größere Flocken ausfallen. Diese Flocken bestehen aus Silberchlorid, von dem nur 1,5 mg in 1 l Wasser löslich sind. Den Niederschlag trennen wir durch Filtrieren von der kupferhaltigen Lösung ab und spülen mit angewärmtem destilliertem Wasser reichlich nach. Das durchlaufende Spülwasser darf zum Schluß mit Ammoniak keine Blaufärbung mehr liefern!

Nun reduzieren wir das Silberchlorid zu reinem metallischem Silber, indem wir den Niederschlag zusammen mit der doppelten Gewichtsmenge Zink- oder Aluminiumstückchen in ein Becherglas geben und verdünnte (10%ige) Salzsäure darübergießen. Das Zink oder Aluminium löst sich unter Wasserstoffentwicklung auf, wobei gleichzeitig das Silberchlorid zu grauem metallischem Pulver reduziert wird. Dieses Pulver trennen wir erneut durch Filtrieren ab und lösen es (im Freien oder unter dem Abzug!) in reiner Salpetersäure. Die Säure darf nicht mit Salzsäure verunreinigt sein, da sich sonst sofort wieder unlösliches Silberchlorid bildet. Wir verdünnen mit destilliertem Wasser und dampfen ein. Festes Silbernitrat bleibt zurück. Wir können aber auch die salpetersaure Lösung selbst als Reagens verwenden und aufbewahren. Bei allen Nachweisreaktionen genügt eine sehr stark verdünnte Lösung, doch ist zum Verdünnen stets destilliertes Wasser zu verwenden, denn Leitungswasser enthält Spuren von Chloriden und gibt mit Silbernitratlösung daher eine Trübung (nachprüfen!).

Festes Silbernitrat und starke Lösungen wirken ätzend; das Salz wurde daher früher auch „Höllenstein" genannt. Starke Lösungen hinterlassen auf der Haut schwarze Flecken, die nur sehr schwer zu entfernen sind und durch Reduktion des Salzes zu feinverteiltem Silber entstehen.

Mit einem kleinen Teil der Silbernitratlösung führen wir folgende Reaktion durch:
Zusatz von HCl- oder NaCl-Lösung fällt wieder käsige Flocken von Silberchlorid. Diese Reaktion dient zum Nachweis von Silber oder, umgekehrt, zum Nachweis von Chloridionen. Außer Silber bilden nur einwertiges Quecksilber und Blei unlösliche beziehungsweise schwerlösliche Chloride. Die Identität von Silber wird durch Zugabe von reichlich Salmiakgeist festgestellt. Silberchlorid löst sich darin unter Bildung des komplexen Diamminsilberchlorids völlig auf, während Niederschläge von Blei- oder Quecksilberchlorid bestehenbleiben.
Zu einem anderen Teil der Silbernitratlösung geben wir einige ml Kaliumpyrochromatlösung. Wenn die Lösung sauer war, neutralisieren wir vorher mit verdünnter NaOH. Es entsteht ein rotbrauner Niederschlag von Silberchromat, der gleichfalls zum Nachweis von Silber dienen kann.
Um Silber in beliebigen Metallproben nachzuweisen, feilen wir an einer unauffälligen Stelle eine winzige Menge des Metalls ab und lösen in chloridfreier Salpetersäure. Entsteht dabei bereits ein Niederschlag oder eine Trübung, so war entweder die Salpetersäure unrein, oder die Probe enthielt Zinn, Antimon oder Wismut. Mit der Lösung führen wir die beiden Nachweisreaktionen durch.
Ebenso wie beim Kupfernachweis können sich hier bei gleichzeitiger Anwesenheit bestimmter Metalle Schwierigkeiten ergeben. Enthält die Probe beispielsweise Blei, Quecksilber, Aluminium oder Zink, löst sich der Silberchloridniederschlag in Ammoniak nicht vollständig. Der Analytiker muß dann wieder chemische Trennungen vornehmen.
Bei Zusatz von H_2S-Wasser fällt aus Silbersalzlösungen ein schwarzes Sulfid aus. Es bildet sich auch, wenn Silber einer Atmosphäre ausgesetzt ist, die Spuren von Schwefelverbindungen enthält. Das ist beispielsweise in der Luft von Industriegegenden sowie in Küchen als Folge des Gebrauchs von Leuchtgas der Fall. Silbergegenstände färben sich daher mit der Zeit braun bis schwarz. Mit verdünnten Säuren, Salmiakgeist oder käuflichen Silberputzmitteln kann dieser störende Überzug beseitigt werden.



Der Grundvorgang der Fotografie

In einem mäßig dunklen Raum fällen wir etwas Silberchlorid aus, erwärmen leicht, damit sich der Niederschlag zusammenballt, und filtrieren, wobei wir das Silberchlorid mit einem Spatel möglichst gleichmäßig auf dem Filter ausbreiten. Statt dessen können wir auch eine Silber-

chlorid-Aufschwemmung mit warmer Gelatinelösung verrühren oder den Brei auf einem glatten Karton oder einer Glasplatte ausstreichen. Nun legen wir auf das Filter beziehungsweise auf die Platte ein passend geschnittenes Stück schwarzes Papier, das einen Teil des Überzugs abdunkelt, und setzen das Ganze einige Zeit (etwa 1 Stunde) dem Sonnenlicht aus. Nach dieser Zeit betrachten wir die Schicht im mäßig dunklen Raum. An den Stellen, wo das Licht einwirken konnte, hat das Salz eine violette Farbe angenommen. Durch die Wirkung des Lichts ist etwas Silberchlorid zersetzt worden, und es haben sich Keime von elementarem Silber gebildet.

In einem zweiten Versuch geben wir zu etwas Silberchlorid eine Lösung von Natriumthiosulfat ($Na_2S_2O_3$). Der Niederschlag löst sich rasch auf, wobei ein Komplexsalz gebildet wird:

$$AgCl + 2\,Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + NaCl$$

In der Fotografie benutzt man Silberchlorid hauptsächlich für lichtempfindliche Papiere. Filme und Platten werden dagegen mit Silberbromid und Silberjodid überzogen; denn diese Salze sind viel lichtempfindlicher als das Silberchlorid. Die belichteten Schichten behandelt man mit reduzierenden Stoffen (Entwickler). Die Stellen, an denen sich durch Lichteinwirkung bereits Keime gebildet hatten, werden dabei vorzugsweise zu metallischem Silber reduziert. Das überschüssige Silbersalz wird anschließend mit einer Lösung von Natriumthiosulfat (Fixiersalz) herausgelöst. Das Bild bleibt danach auch bei Lichteinwirkung bestehen.

Von einigen entwickelten Fotoplatten können wir mit wenig halbkonzentrierter Salpetersäure das Silber herunterlösen und wie oben beschrieben in der Lösung Silber nachweisen.

Die Proben des Goldschmieds

Zur raschen Prüfung von Gold- und Silberwaren auf Echtheit führen Goldschmiede sogenannte Strichproben durch. Der Gegenstand wird zunächst an einer unauffälligen Stelle oberflächlich abgefeilt, um dünne Silber- oder Goldbezüge zu entfernen. Dann zieht man diese Stelle über einen schmalen Goldprüfstein, auf dem ein Metallstrich zurückbleibt. Die Goldprüfsteine bestehen aus einer schwarzen Schieferart. Wir können aber auch ein Stück gewöhnlichen Schiefers verwenden, das wir mit Salpetersäure reinigen, oder einen rauhen Porzellanscherben, auf dem die Striche freilich nicht so deutlich zu erkennen sind.

Zur Prüfung auf Silber stellen wir uns aus einem Teil reiner Salpeter-

säure und einem Teil Kaliumpyrochromat die „Probiersäure" her. Enthielt der Prüfling mehr als 300/1000 Teile Silber, so färbt sich der Strich an der betupften Stelle rot, da sich Silberchromat bildet. Aus den Farbabstufungen läßt sich mit genügender Übung auch der ungefähre Silbergehalt erkennen.
Goldstriche betupfen wir mit 30%iger Salpetersäure. Bleibt der Strich bestehen, so ist der Goldgehalt erwiesen, denn Messing oder Bronze werden von der Säure gelöst. Genauere Schätzungen des Goldgehaltes sind mit abgestuften Säurekonzentrationen möglich.
Beim Betupfen mit Silbernitratlösung verändern sich die Goldgegenstände nicht, während auf Messing und anderen unedlen Metallen Silber abgeschieden wird.
Größere Goldgegenstände erkennt man auch an ihrem hohen Gewicht, denn die Dichte des Goldes ist mit 19,3 g/cm^3 zweieinhalbmal so groß wie die Dichte von Messing.

Die Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe)

Von den Elementen dieser Gruppe besitzen nur Magnesium und Kalzium größere Bedeutung. Während metallisches Kalzium an feuchter Luft oder mit Wasser heftig reagiert, überzieht sich Magnesium mit einer Oxidschicht, die es vor weiterem Angriff schützt. Durch geeignete Legierungszusätze kann die Beständigkeit des Magnesiums noch erhöht werden, so daß wetterbeanspruchte Teile (Flugzeugtragflächen usw.), ja sogar die Kolben von Verbrennungsmotoren aus Magnesiumlegierungen gefertigt werden können. Die wichtigsten Magnesiumlegierungen sind unter dem Namen Elektron bekannt. Mit diesem Namen bezeichnet man eine Gruppe von Legierungen, die rund 90 % Magnesium und wechselnde Mengen von Mangan, Aluminium, Zink oder anderen Bestandteilen enthalten. Elektronfeilspäne eignen sich für die meisten Versuche ebenso wie das reine Metall.

Eigenschaften und Nachweis von Magnesium

Etwas Magnesiumband oder einen Elektrondrehspan halten wir mit einer Tiegelzange vorsichtig in die Bunsenflamme. Oberhalb von 500 °C entzündet sich das Metall und brennt mit außerordentlich heller, grellweißer Flamme ab. Dabei bildet sich feinverteiltes Magnesiumoxid, das als weißer Nebel einige Zeit in der Luft schwebt und sich später in der Umgebung absetzt.

Ein harmloses Blitzlicht können wir erzeugen, indem wir etwas Magnesiumpulver in das offene Ende eines mindestens 60 cm langen Glasrohres füllen und durch Blasen in das andere Ende des Rohres rasch in die nichtleuchtende Bunsenflamme befördern. Dabei werfen Gegenstände selbst auf sonnenbeschienene Flächen einen scharfen Schatten, ein weiterer Beweis für die außerordentliche Helligkeit der Magnesiumflamme. Sie wird durch die hohe Temperatur von mehr als 2000 °C hervorgerufen, bei der das gebildete Magnesiumoxid intensiv strahlt. Die hohe Temperatur erklärt sich aus dem Fehlen gasförmiger Verbrennungsprodukte, die bei anderen Verbrennungsvorgängen die Wärme rasch zerstreuen.

Magnesium reagiert auch mit festen Oxydationsmitteln sehr heftig, wie aus dem folgenden Versuch hervorgeht:

In einer Reibschale pulverisieren wir eine bohnengroße Menge von Kaliumpermanganat und schütten das Pulver auf ein Blatt Papier. Nun vermischen wir mit der anderthalbfachen Volumenmenge Magnesiumpulver. Obwohl diese Mischung — ganz im Gegensatz zu Gemengen von Magnesiumpulver mit anderen Oxydationsmitteln — kaum schlagempfindlich ist, führen wir das Rühren sicherheitshalber mit einer Gänsefeder durch. Das fertige Gemisch füllen wir in ein Tütchen, das wir durch leichtes Zusammendrehen des Papiers verschließen. Im Freien entzünden wir nun ein kleines Feuer aus Papier und etwas Reisig an sicherer Stelle (!) und halten das an einen 2 m langen Stock gebundene Tütchen in die Flamme. Nach kurzer Zeit erfolgt eine dumpfe Detonation. Bei dem Versuch ist unbedingt eine Schutzbrille zu tragen. Die angegebenen Mengen sind auf keinen Fall zu überschreiten! Durch umherspritzendes Kaliumpermanganat zeigen sich in der Umgebung in Gegenwart von Feuchtigkeit (zum Beispiel auf Schnee) nach einiger Zeit violette Flecke.

Wir warnen hier ausdrücklich davor, andere Feuerwerksmischungen auf eigene Faust zu probieren. Leichtsinnige Knallereien haben mit ernsthaften chemischen Versuchen wirklich nichts gemein.

Gegenstände aus Elektron erkennen wir an der mattgrauen Farbe und an ihrem geringen Gewicht. Zur Dichtebestimmung tauchen wir den Gegenstand in einen teilweise mit Wasser gefüllten Meßzylinder und bestimmen aus dem Anstieg des Wasserstandes das Volumen. Dividieren wir die Masse durch den Rauminhalt, so erhalten wir die Dichte. Sie beträgt für reines Magnesium nur 1,74 g/cm^3, während Aluminium mit der Dichte 2,7 g/cm^3 etwa um 40 % schwerer ist. Eine weitere Vorprobe auf Magnesium besteht im Abfeilen von Spänen und in ihrer Untersuchung in der Flamme.

Zum chemischen Nachweis von Magnesium lösen wir ein sehr kleines

Metallstückchen in Salzsäure auf. Wir verdünnen auf die Hälfte mit Wasser und geben portionsweise zur Neutralisation starken Salmiakgeist hinzu. Dabei bilden sich dichte Nebel von Ammoniumchlorid. Bleibt ein Niederschlag bestehen, fügen wir noch etwas konzentrierte Ammoniumchloridlösung hinzu. Wenn sich auch darin nicht alles löst, stammt der Niederschlag von anderen Metallen und wird abfiltriert. Im klaren Filtrat weisen wir Magnesium durch Zugabe einer konzentrierten Lösung von Natriumhydrogenphosphat nach, die wir uns vorher bereitet haben. Bei Gegenwart von Magnesium fällt sofort oder nach einiger Zeit ein weißer Niederschlag von Magnesium-Ammonium-Phosphat, $Mg(NH_4)PO_4$, aus. Ist die Lösung auch nach einigen Stunden noch klar, so enthielt die Probe kein Magnesium, doch prüfen wir sicherheitshalber mit etwas Magnesiumsalz, ob die Versuchsbedingungen richtig gewählt wurden.

Nachweis von Kalzium

Kalzium begegnet uns ausschließlich in Form von Verbindungen. Zum Nachweis von Kalzium gibt man zu einer wäßrigen Lösung des Stoffes etwas gelöstes Ammoniumoxalat (Ammoniumäthandiat) oder ein anderes Salz der Oxalsäure (Äthandisäure). (Vorsicht! Oxalsäure und ihre Salze sind giftig!) Es fällt weißes Kalziumoxalat aus, das von Essigsäure nicht aufgelöst wird. Kalziumhaltige Verbindungen erzeugen nach Betupfen mit Salzsäure eine ziegelrote Flammenfärbung. Der Analytiker untersucht dieses Licht zum eindeutigen Nachweis mit einem Spektrometer, in dem eine rote Zwillingslinie und eine grüne Spektrallinie sichtbar werden.

Die Metalle der 2. Nebengruppe

Von den Metallen der 2. Nebengruppe besprechen wir hier nur das Zink. Obwohl Zink unedler als Eisen ist, besitzt es eine größere Witterungsbeständigkeit, da es sich gleichsam mit einer Schutzschicht überzieht. Von verdünnten Säuren wird Zink dagegen sehr leicht gelöst. Die Dichte des Zinks beträgt 7 g/cm^3, der Schmelzpunkt von reinem Zink liegt bei 419 °C, und der Siedepunkt ist mit 906 °C so niedrig, daß das Metall schon in der heißen Bunsenflamme verdampft werden kann. Früher wurden aus Zink Dachrinnen, Wassertonnen, Badewannen usw. gefertigt, doch haben Plaste das wertvolle Metall fast vollständig aus diesen Anwendungsbereichen verdrängt.

Dagegen wird Zink nach wie vor in großem Umfang für Spritzgußteile verwendet. So bestehen Türklinken und Verzierungen von Personenkraftwagen (z. B. Wartburg) aus vernickeltem Zinkspritzguß. Ferner wird Zink für die metallischen Elektroden der Trockenelemente in Taschenlampen- und Anodenbatterien benötigt. Von seinen Legierungen ist das Messing am bekanntesten. Es enthält neben Kupfer 18 bis 50 % Zink. Schließlich ist als Zinkverbindung das Oxid ZnO zu erwähnen, das als Zinkweiß eine bekannte Malerfarbe darstellt.

Versuche mit Zink

Auf einer Holzkohle erhitzen wir wenig Zink in der oxydierenden Flamme des Lötrohres. Das Metall schmilzt und verdampft bei höherer Temperatur. Gleichzeitig beginnt es jedoch mit bläulichweißer Flamme zu brennen. Es schlägt sich in der Umgebung Zinkoxid nieder, das in der Hitze gelb, in kaltem Zustand weiß aussieht.

Zur Prüfung auf Zink lösen wir eine Metallprobe in Salzsäure, verdünnen und neutralisieren mit Natronlauge, die wir vorsichtig in Portionen hinzugeben. Es bildet sich ein gelatinöser Niederschlag von Zinkhydroxid $ZnOH_2$, der sich in überschüssiger Lauge wieder löst. Dabei bildet sich Natriumzinkat, $Na[Zn(OH)_3]$. Man kann diese Verbindung als das Natriumsalz der „Zinksäure" auffassen. Andererseits bildet das Zink mit Säuren Salze, in denen es als Kation auftritt. Es vermag sowohl Kationen als auch Anionen beziehungsweise sowohl Säuren als auch Basen zu bilden. Wenn wir zu dem Zinkhydroxidniederschlag verdünnte Salzsäure zusetzen, so löst es sich darin gleichfalls auf, wobei Zinkchlorid entsteht.

Hydroxide mit einem derartigen Doppelcharakter werden „amphotere Hydroxide" genannt. Ähnlich verhält sich beispielsweise Aluminiumhydroxid.

Zum Nachweis von Zink fällen wir aus einer zinkhaltigen Lösung mit NaOH das Hydroxid aus, filtrieren den Niederschlag ab und erhitzen ihn auf der Kohle nach Zusatz von einem Tropfen sehr stark (!) verdünnter Kobaltchlorid- (oder Kobaltnitrat-)Lösung mit dem Lötrohr bis zum Glühen. Zink erkennt man an einer Grünfärbung, die durch ein gemischtes Kobalt-Zink-Oxid hervorgerufen wird (Rinmanns Grün).

Einfacher ist folgendes Verfahren durchzuführen: In die zu prüfende Lösung werden einige Tropfen Kobaltsalzlösung gegeben. Dann tauchen wir einen Streifen Filtrierpapier ein, lassen die aufgesaugte Lösung eintrocknen, verbrennen den Streifen in der nichtleuchtenden

Bunsenflamme und glühen die Asche einige Zeit. Bei Anwesenheit von Zink tritt wiederum die grüne Farbe auf. Auch bei dieser Nachweisreaktion sind Störungen möglich, wenn bestimmte andere Elemente zugegen sind. So liefert Aluminium mit Kobalt eine Blaufärbung, die manchmal von der Grünfärbung durch gleichzeitig anwesendes Zink unterschieden werden kann. Die Asche weist dann grüne und blaue Stellen auf.

Die Erdmetalle (3. Hauptgruppe)

Wir können uns hier auf das Aluminium beschränken, da es — außer dem Nichtmetall Bor — als einziges der insgesamt 19 Metalle dieser Gruppe eine wesentliche praktische Bedeutung besitzt. Eine Besonderheit der dritten Gruppe sind die „Seltenen Erden", 15 Metalle, die in ein einziges Kästchen des Periodensystems eingeordnet werden. Auf Grund ihrer ähnlichen chemischen Eigenschaften sind die Seltenen Erden mit Recht der Schrecken des Analytikers. Die Erdmetalle gehen vorwiegend dreiwertige Verbindungen ein, sie sind chemisch ziemlich unedel, doch kann eine Oxidschicht vor dem Angriff des Sauerstoffes und anderer korrodierender Medien schützen.

Aluminium — das bedeutendste Leichtmetall

Ein Streifen Aluminiumblech oder ein Aluminiumdraht wird in die nichtleuchtende Bunsenflamme gehalten: Das Metall überzieht sich mit einer dichten Schicht von Aluminiumoxid (Al_2O_3). Aluminium selbst schmilzt bei 658 °C, es tropft jedoch nicht ab, da es von der Oxidschicht zusammengehalten wird.
Aluminiumoxid schmilzt erst bei 2700 °C im Knallgasgebläse oder im elektrischen Lichtbogen. Geschmolzenes Aluminiumoxid besitzt eine große Härte. Als synthetischer „Korund" dient es zur Herstellung von Lagersteinen für Uhren. Unreiner Korund wird als Schleifmittel (Schmirgel) benutzt. Rubin und Saphir sind Edelsteine, die aus Aluminiumoxid und Spuren färbender Zusätze (Chrom-, Kobalt-, Titanoxide) bestehen. Man kann sie heute in höchster Vollkommenheit synthetisch herstellen. Das wird in einer besonderen Abteilung des Elektrochemischen Kombinats in Bitterfeld durchgeführt.
Als grauweißes Pulver erhalten wir Aluminiumoxid, wenn wir ein Stück Aluminiumfolie (Silberpapier) in die Flamme halten. Die Folie

wird unter Aufglimmen völlig oxydiert. Feines Aluminiumpulver (als Silber- oder Goldbronze zum Anstreichen von Ofenrohren erhältlich) entzündet sich, wenn es in die Flamme geblasen wird, und liefert einen Funkenregen.

Um das Metall zu schmelzen, geben wir ein Stück Aluminium in einen kleinen Porzellantiegel, den wir mit dem Deckel verschließen, um die Oxydation herabzusetzen. Wir erhitzen mit der heißesten Bunsenflamme, am besten in dem auf Seite 105 beschriebenen Tiegelglühofen. Wenn wir das geschmolzene Metall während des Erstarrens mit einem Eisendraht kräftig umrühren, bildet sich Aluminiumgrieß, der in der Metallurgie Verwendung findet.

Zum Nachweis von Aluminium lösen wir eine kleine Menge des zu prüfenden Metalls auf. Das ist jedoch gar nicht so einfach; denn die stets vorhandene Oxidschicht schützt weitgehend vor dem Angriff verdünnter Säuren. Auch von konzentrierter Salpetersäure, in der sich die meisten Metalle lösen, wird Aluminium fast nicht angegriffen, da die Oxidschicht infolge der oxydierenden Wirkung von Salpetersäure noch verstärkt wird (Nachprüfen!). Übergießen wir Aluminiumfeilspäne mit konzentrierter Salzsäure, so bemerken wir gleichfalls zunächst keine Reaktion. Erst nach einiger Zeit beginnt die Auflösung des Metalls zu Aluminiumchlorid unter Bildung von Wasserstoff. Da die Reaktion exotherm verläuft, erhitzt sich die Mischung, wodurch das Tempo der Auflösung weiter ansteigt. Der Inhalt des Gläschens kann schließlich zum Sieden und Schäumen kommen.

Vorsicht! Stets nur geringe Mengen verwenden! Wegen der Gefahr von Säurespritzern Abstand halten und Schutzbrille tragen!

Mit der verdünnten Lösung führen wir die folgenden Reaktionen durch: Bei Zusatz von verdünnter Natronlauge fällt gelatinöses, farbloses Aluminiumhydroxid aus:

$$AlCl_3 + 3\ NaOH \longrightarrow 3\ NaCl + Al(OH)_3$$

Bei weiterem Zusatz konzentrierter Natronlauge bildet sich lösliches Natriumaluminat:

$$Al(OH)_3 + 3\ NaOH \longrightarrow Na_3[Al(OH)_6]$$

Salmiakgeist fällt gleichfalls Aluminiumhydroxid aus, doch löst sich der Niederschlag nicht in überschüssigem Salmiakgeist, während Zinkhydroxid komplex gelöst wird.

Etwas Aluminiumhydroxid wird abfiltriert. Das Filter mit dem Niederschlag lassen wir zunächst weitgehend trocknen und erhitzen anschließend auf der Kohle vor dem Lötrohr. Aluminiumhydroxid spaltet dabei Wasser ab und geht in das Oxid über, das in der Hitze grellweiß

leuchtet. Wir lassen etwas abkühlen und befeuchten mit einem Tröpfchen stark verdünnter Kobaltsalzlösung. Wenn nochmals einige Zeit im Lötrohr geglüht wird, färbt sich die Masse durch Kobaltaluminat blau (Thénards Blau).
Ähnlich wie beim Zink können wir den Nachweis auch abwandeln, indem wir Kobaltnitrat oder Kobaltchlorid direkt zur Lösung geben, einen Streifen Filtrierpapier vollsaugen lassen und die Asche des Streifens kräftig glühen. Wer entgegen der Empfehlung „geleimtes" Schreibpapier hierfür benutzt, erhält in fast allen Fällen eine positive Reaktion, da Aluminiumverbindungen allgemein bei der Imprägnation von Papier verwendet werden.

Die Kohlenstoffgruppe (4. Hauptgruppe)

Die *3. Nebengruppe* überspringen wir, da sie nur „Raritäten" enthält. Auch die in neuester Zeit im Kommen befindlichen Metalle der *4. Nebengruppe* — beispielsweise Titan — müssen wir auslassen, da sie für uns vorläufig kaum zu beschaffen sind.
Um trotzdem nicht gänzlich auf seltene Elemente zu verzichten, wollen wir dem Halbleiterwerkstoff Germanium einige kleine Versuche widmen. Germanium ist ein Element, das auf der Grenze zwischen Metall und Nichtmetall steht. Demzufolge ist es auch ein sogenannter Halbleiter, und gerade dieser Eigenschaft hat es seine heutige Bedeutung zu verdanken. Kleine, speziell vorbehandelte Germaniumstückchen werden in „Germaniumdioden" zur Gleichrichtung elektrischer Ströme und in „Transistoren" als Verstärker für Ströme und Spannungen benutzt. Von RFT-Vertragswerkstätten können wir sicher zwei bis drei defekte Gemaniumdioden oder einen unbrauchbaren Transistor erwerben. Neuerdings wird für Halbleiterbauelemente immer häufiger das stärker nichtmetallische Silizium verwendet. Wir müssen daher durch Befragen eines Fachmannes sicherstellen, daß unsere Proben tatsächlich Germanium enthalten. Wir öffnen die Fassungen dieser Bauelemente vorsichtig mit einer Zange. Im „Herz" der kleinen Wunderwerke neuzeitlicher Elektronik erblicken wir ein metallisch glänzendes Germanium-Kriställchen. Wir heben das Germaniumstückchen mit einem feinen Schraubenzieher heraus und verwenden ein oder mehrere dieser Stückchen für folgende Reaktionen:
In einem Reagenzglas erhitzen wir Germanium mit 5 bis 8 ml 3%igem Wasserstoffperoxid, dem wir einige Tropfen Salmiakgeist zusetzen, einige Minuten zum Sieden. Das Germanium löst sich rasch auf, wobei

im wesentlichen Germaniumoxid GeO_2 gebildet wird. Die Lösung teilen wir in 3 Portionen auf.

Zur ersten Portion geben wir vorsichtig einige Tropfen Salpetersäure, bis die Lösung deutlich sauer reagiert. Nun fügen wir noch etwa 5%ige Aluminiummolybdat-Lösung hinzu und erwärmen einige Minuten. Es bildet sich zitronengelbe Germaniummolybdänsäure.

Diese Reaktion kann bei Anwesenheit von viel Selen, Arsen, Fluor oder organischen Säuren gestört werden.

Den zweiten Teil der Germanium-Lösung säuern wir mit Salzsäure an und prüfen mit H_2S-Wasser. (Vorsicht! Gift!) Im Gegensatz zu den Sulfiden oder anderen Elementen liefert Germanium auch aus stark saurer Lösung einen weißen Niederschlag beziehungsweise eine Trübung durch feinverteiltes Sulfid.

Die dritte Probe neutralisieren wir zunächst mit verdünnter Essigsäure. Danach geben wir Salzsäure hinzu, bis mit Universal-Indikatorpapier ein pH-Wert zwischen 4 und 5 erreicht ist. Haben wir zuviel Salzsäure zugesetzt, geben wir einfach noch etwas Ammoniak zur teilweisen Neutralisation zu.

Ferner bereiten wir uns eine Lösung von 1 g Tannin (ein Naturprodukt, das zum Gerben verwendet wird) in 10 ml heißem Wasser. Mit diesem Reagens liefert die germaniumhaltige Lösung einen bräunlichweißen Niederschlag. Die Reaktion ist sehr empfindlich, und — was noch wichtiger ist — sie ist bei Einhaltung gewisser Vorsichtsmaßnahmen völlig spezifisch und somit ein eindeutiger Nachweis für das Element.

Sicher fragen viele Leser, wie man denn darauf gekommen ist, so entlegene Reagenzien auszuprobieren.

Die Chemiker bemühen sich unentwegt, die Eigenschaften und Reaktionen der Stoffe möglichst vollständig zu durchforschen. Im Verlaufe Tausender Forschungs-, Doktor-, Diplomarbeiten usw. wird das Verhalten der Elemente und Verbindungen gegenüber den verschiedensten Reagenzien geprüft. Nachweisreaktionen wie die eben durchgeführte sind fast stets das Ergebnis langwieriger Versuchsreihen, in denen ein glücklicher Treffer erzielt worden ist. Die Ergebnisse der Anorganischen Chemie werden in deutscher Sprache in „Gmelins Handbuch der anorganischen Chemie“ zusammengefaßt. Ein Beweis für die Vielfalt der Untersuchungen ist die Tatsache, daß dem wenig bekannten Germanium in diesem Handbuch zwei Bände gewidmet sind. Der erste, 1931 herausgegebene, umfaßt 62 engbedruckte Seiten, der 1958 erschienene Ergänzungsband dagegen 576 Seiten! Wir wagen nicht auszudenken, wie man wohl im Jahre 2000 das Gesamtwissen über Germanium veröffentlichen wird.

Zinn — wertvoll aber knapp

Zinn ist den Menschen seit den frühesten Anfängen der Metallurgie bekannt; denn die Bronze, nach der eine ganze Epoche menschlicher Frühgeschichte benannt wurde, ist eine Legierung von Kupfer und Zinn. Trotzdem ist Zinn ein ziemlich seltenes Element. Sein Anteil an der festen Erdkruste wird — ebenso wie der von Germanium — auf nur etwa ein tausendstel Prozent geschätzt. Allerdings ist Zinn weniger in den Gesteinen „verzettelt", sondern es bildet Erze mit hohem Zinngehalt, die als Adern in alten Gesteinen eingeschlossen sind. Die Zinngänge des Erzgebirges zum Beispiel sind schon im Mittelalter weitgehend abgebaut worden.

Zinn ist heute eines der wertvollsten „Buntmetalle" — richtiger ausgedrückt: Nichteisenmetalle —, mit denen sparsam umgegangen werden muß. Konnte man es früher noch verantworten, Zinn für Münzen, Figuren, Becher, Krüge oder ganze Geschirre sowie bis in neuere Zeit für echtes Stanniol zum Verschluß von Weinflaschen zu vergeuden, so begegnet uns heute das Metall meist nur als dünner Überzug auf Eisenblech (Weißblech) oder — legiert mit Blei und eventuell Zink oder Kadmium — im Lötzinn.

Wer ein Stückchen einigermaßen reines Zinn besitzt, kann damit die Eigenschaften des Metalls studieren:

Wenn Zinn im Tiegel erhitzt wird, zerfällt es bei 200 °C zu einem grauen Pulver infolge einer inneren Gefügeumwandlung. Bereits bei 232 °C schmilzt das reine Metall. Wir schmelzen etwas Zinn im Tiegel und gießen es in einer geeigneten Form (Glasrohr, Holzrinne) zu einem Stab. Beim Biegen des Stabes vernehmen wir ein knarrendes und quietschendes Geräusch („Zinnschrei").

Dank einer sehr dünnen oberflächlichen Oxidschicht ist Zinn an der Luft ziemlich beständig und behält seinen matten, hellsilbrigen Metallglanz. Beim Erhitzen von wenig geschmolzenem Zinn an der Luft bildet sich allmählich Zinnoxid. Mit Soda und Kohle vermengt, werden Zinnverbindungen vor dem Lötrohr zum Metall reduziert, wobei sich kleine Kügelchen bilden.

Zum Nachweis von Zinn lösen wir eine Metallprobe in einigen Millilitern Salpetersäure, die wir mit der gleichen Menge Wasser auf die Hälfte verdünnt haben. Bei leichtem Erwärmen löst sich das Metall auf. Vorsicht! Wegen giftiger Stickoxide im Freien oder unter dem Abzug durchführen!

Bei Anwesenheit von Zinn ist die Auflösung nicht vollständig, sondern es entsteht ein Niederschlag oder wenigstens eine Trübung, die von unlöslicher Beta-Zinnsäure hervorgerufen werden.

Die Stickstoffgruppe (5. Hauptgruppe)

In der 5. Hauptgruppe finden sich nur noch zwei Elemente, die metallische Eigenschaften — wenn auch vermischt mit nichtmetallischen — aufweisen, nämlich Antimon und Wismut. Diese Elemente werden in bescheidenem Umfang als Legierungszusätze angewendet. Antimonsulfid ist in den Köpfen der Streichhölzer enthalten. Wismut- und Antimonverbindungen werden auch in der Medizin benutzt, beispielsweise enthalten die meisten Brandbinden, -salben oder -puder Wismutnitrat. Wismut ist das letzte stabile Element des Periodensystems; alle Elemente mit höherer Ordnungszahl sind radioaktiv, d. h., ihre Atomkerne wandeln sich unter Aussendung von Strahlenteilchen in leichtere Kerne um.

Der Nachweis von Antimon erfordert entweder langwierige Trennvorgänge, oder er erfolgt über den sehr giftigen Antimonwasserstoff. Wir begnügen uns daher mit einer einfacheren, jedoch nicht ganz eindeutigen Probe. Wir lösen das zu prüfende Metall, zum Beispiel ein Stück Letternmetall, in konzentrierter Salpetersäure. Vorsicht! Giftige Dämpfe — im Freien oder unter dem Abzug arbeiten!

Die Auflösung erfolgt nicht vollständig, sondern es entsteht ein weißer Niederschlag, der aus Oxiden und Hydroxiden des Antimons besteht. Wir gießen die Salpetersäure ab und erwärmen einige Zeit, gleichfalls im Freien oder unter dem Abzug, mit konzentrierter Salzsäure. Schließlich verdünnen wir mit Wasser, filtrieren nötigenfalls ab und fügen H_2S-Wasser (Vorsicht! Gift!) hinzu. Es zeigt sich ein orangegelber Niederschlag von Antimonsulfiden.

Zur Prüfung auf Wismut lösen wir gleichfalls in konzentrierter Salpetersäure (Vorsicht! Giftige Dämpfe!). In diese Lösung gießen wir langsam einige Milliliter destilliertes Wasser. Nach kurzer Zeit scheidet sich ein weißer Niederschlag ab. Wismutnitrat reagiert mit Wasser unter Bildung eines schwerlöslichen sogenannten „basischen Salzes“:

$$Bi(NO_3)_2 + H_2O \longrightarrow BiONO_3 + 2\,HNO_3$$

Bei Zusatz von konzentrierter Salpetersäure löst sich der Niederschlag auf und erscheint bei erneutem Verdünnen mit Wasser wieder. Mit H_2S-Wasser gibt die Wismutnitrat-Lösung nach teilweiser Neutralisation mit verdünnter Natronlauge (Vorsicht!) einen braunen Niederschlag von Wismutsulfid.

Ein Zusatz von Kaliumjodid-Lösung fällt schwarzes Wismutjodid aus, das sich in Überschuß wieder auflöst.

Die 6., 7. und 8. Hauptgruppe entfallen aus unserer Betrachtung, da sie keine Metalle enthalten. Die Metalle der 5. Nebengruppe über-

gehen wir, weil sie mit Ausnahme von Vanadium keine größere Anwendung finden. Vanadium ist zwar ein wichtiges Legierungsmetall für Werkzeugstähle, jedoch nur schwierig nachzuweisen.

Die Metalle der 6. Nebengruppe

Die Metalle der 6. Nebengruppe sind hart, spröde, haben einen sehr hohen Schmelzpunkt und bilden mit Sauerstoff Säuren, deren Salze als Chromate, Molybdate usw. bezeichnet werden.
Chrom ist infolge einer schützenden Oxidschicht gegenüber korrodierenden Einflüssen außerordentlich beständig und wird daher für Schutz- oder Zierüberzüge verwendet. Chrom und Molybdän gehören zu den wichtigsten Legierungsbestandteilen wertvoller Stähle, die sich durch höchste Korrosionsbeständigkeit und mechanische Festigkeit auszeichnen. Molybdän und Wolfram schmelzen erst bei 2600 beziehungsweise 3370 °C und werden daher für Glühdrähte und ihre Halterungen in Glühbirnen sowie für Heizdrähte, Gitter und Anodenbleche in Elektronenröhren benutzt. Uran schließlich hat als Kernbrennstoff für Atomkernreaktoren eine überragende Anwendung gefunden, die das früher wenig beachtete Metall zu einem der meistgefragten Elemente werden ließ.
Die Metalle der 6. Nebengruppe können in Verbindungen mit sehr verschiedenen Wertigkeitsstufen auftreten, von denen jedoch die drei- und sechswertigen Verbindungen am wichtigsten sind.

Farbige Niederschläge mit Chrom

Fast alle Chromverbindungen und ihre Lösungen zeichnen sich durch eine intensive Färbung aus. Aus einer farblosen Lösung oder einem weißen Niederschlag können wir mit hoher Wahrscheinlichkeit auf die Abwesenheit von Chrom schließen. Sechswertige Chromverbindungen haben meist eine gelbe oder rote Farbe, während dreiwertiges Chrom grünliche Farbtöne aufweist. Daneben neigt Chrom zur Bildung von Komplexverbindungen, die in sehr verschiedenen Farben auftreten.
Die bekannteste und am leichtesten erhältliche Chromverbindung ist Kaliumpyrochromat $K_2Cr_2O_7$, das durch seine schöne rotgelbe Farbe bereits das sechswertige Chrom verrät. Mit ihm oder dem sehr ähnlichen Natriumpyrochromat führen wir zunächst einige Versuche durch. Eine Messerspitze Kaliumpyrochromat wird auf einem Porzellanscher-

ben (Stück eines defekten Tiegels) in der Bunsenflamme kräftig erhitzt. Das Salz gibt kein Kristallwasser ab; es schmilzt bei etwa 400 °C zu einer dunklen Flüssigkeit. Wir glühen noch einige Minuten in der heißesten Flamme und beobachten nach dem Erkalten auf dem Scherben einen grünen Rückstand. In Wasser löst sich ein Teil mit gelber Farbe auf, doch bleibt die grüne Verbindung auf dem Scherben zurück. Das Salz hat sich in der Hitze zersetzt, wobei lösliches, gelbes Kaliumchromat K_2CrO_4, dreiwertiges grünes Chromoxid Cr_2O_3 und Sauerstoff entstanden sind:

$$2\ K_2Cr_2O_7 \longrightarrow 2\ K_2CrO_4 + Cr_2O_3 + {}^3/_2\ O_2$$

Wegen seiner Neigung zur Sauerstoffabgabe ist Kaliumpyrochromat ein kräftiges Oxydationsmittel. Mischungen mit Kohle, Zucker oder Schwefel brennen nach Entzünden mit der Gasflamme lebhaft, doch ohne Explosionserscheinungen ab, und es bleibt eine voluminöse Asche zurück, die durch dreiwertiges Chromoxid grün gefärbt ist. (Vorsicht! Nur 3—5 g auf einem Porzellanscherben entzünden, da bei größeren Mengen ein Verspritzen der heißen Schmelze eintreten kann. Abstand halten und Schutzbrille tragen!). Wir kratzen die Asche zusammen, laugen das Kaliumchromat mit Wasser aus und trocknen das zurückgebliebene Chromoxid. Zusammen mit der dreifachen Menge einer Mischung aus gleichen Teilen Kaliumnitrat (Kalisalpeter) und wasserfreier Soda schmelzen wir es auf einem Scherben oder in einer Magnesiarinne. Aus der erkalteten Schmelze erhalten wir mit Wasser eine gelbe Lösung, die Natriumchromat enthält. Wir entnehmen daraus, daß der geschmolzene Salpeter das dreiwertige Chrom zu sechswertigem oxydiert hat. Mit Hilfe dieser Soda-Salpeter-Schmelze lassen sich alle Chromverbindungen in Chromat überführen.

Für die nächsten Versuche bereiten wir uns eine Lösung von 3 g pulverisiertem Kaliumpyrochromat in 50 ml Wasser. Zu einem Teil der Lösung fügen wir etwas Pottasche (Kaliumkarbonat). Sie löst sich unter CO_2-Entwicklung auf, und die Farbe der Lösung wird hellgelb. Aus dem Pyrochromat hat sich Kaliumchromat gebildet. Setzen wir nun portionsweise 50%ige Schwefelsäure (Vorsicht!) hinzu, so tritt die rotgelbe Farbe des Pyrochromats erneut auf.

Wir füllen in ein Reagenzglas 5 ml der Kaliumpyrochromatlösung und kochen mit 3 ml konzentrierter Salzsäure unter dem Abzug oder im Freien. Es bildet sich gelbgrünes, giftiges Chlorgas, da HCl durch Chromat zu Chlor und Wasser oxydiert wird. Das Chromat selbst verwandelt sich dabei in dreiwertiges grünes Chrom(III)-chlorid. Wir können es durch Eindampfen abtrennen und mit Hilfe der Soda-Salpeter-Schmelze in Chromat überführen.

In einem weiteren Reagenzglasversuch geben wir zu einer Messerspitze Kaliumpyrochromat vorsichtig 1 bis 2 ml konzentrierte Schwefelsäure. (Vorsicht! Spritzgefahr! Schutzbrille tragen!). Die Mischung erwärmt sich stark, und es wird bräunlich-gelbes Chrom(IV)-oxid CrO_3 abgeschieden, das in der Säure schwer-, in Wasser dagegen leichtlöslich ist. Chrom(IV)-oxid ist das Anhydrid der Chromsäure, wird jedoch selbst manchmal als Chromsäure bezeichnet. Es ist eines der stärksten Oxydationsmittel. Die Mischung mit Schwefelsäure („Chromschwefelsäure") kann zum Entfetten benutzt werden, da Fette sowie andere schwer zu beseitigende Verunreinigungen zu löslichen Verbindungen abgebaut werden.

Achtung: Äußerste Vorsicht beim Umgang mit Chromschwefelsäure. Sie kann beim Verspritzen sehr schwere Verätzungen hervorrufen! Wir verzichten daher auf ihre Verwendung als Reinigungsmittel.

Schließlich studieren wir die folgenden Nachweisreaktionen für sechswertiges Chrom, indem wir jeweils einige Tropfen Kaliumpyrochromatlösung in ein Reagenzglas geben, mit Wasser verdünnen und mit folgenden Reagenzien prüfen:

Mit Bleinitratlösung (Vorsicht! Gift!) fällt gelbes Bleichromat aus (Chromgelb); mit Silbernitratlösung bildet sich ein rotbrauner Niederschlag von Silberchromat.

Wir setzen — gut erhaltenes! — Wasserstoffperoxid zu und säuern mit Schwefelsäure an. Die Lösung färbt sich tiefblau durch Chromperoxid. Das blaue Peroxid geht beim Schütteln mit etwas Äther (Vorsicht! Entzündungsgefahr!) in das organische Lösungsmittel über, das sich blau färbt.

Die letzte Reaktion ist für Chrom spezifisch und sehr empfindlich. Wir können damit auch Chrom in Metallen oder Legierungen nachweisen.

Dazu ist es jedoch vor allem nötig, das Metall zu lösen. Von Salpetersäure wird Chrom beispielsweise nicht angegriffen, wie wir leicht an Flittern einer schadhaften „Verchromung" feststellen können. Bei längerem Kochen mit verdünnter etwa 30%iger Schwefelsäure (eventuell Salzsäure zusetzen) lösen sich Chrom und viele chromhaltige Stähle teilweise auf. Die Lösung enthält dreiwertiges Chromsulfat. Um die Nachweisreaktion durchführen zu können, neutralisieren wir zunächst mit NaOH. Es fällt graugrünes Chrom(III)-hydroxid aus, das in überschüssigem NaOH zu grünem Natriumchromit gelöst wird. Wir filtrieren ab und versetzen reichlich mit starkem (30%igem) Wasserstoffperoxid (Vorsicht! Gift!). Beim Erwärmen tritt Gelbfärbung ein, da Chromit zu Chromat oxydiert worden ist. Beim Ansäuern zeigt sich die blaue Farbe, die sich mit Äther ausschütteln läßt. Stattdessen können wir auch Feilspäne der Metallprobe einer Soda-Salpeter-Schmelze

unterwerfen, auslaugen und die filtrierte Lösung mit Wasserstoffperoxid und Schwefelsäure prüfen.
Schließlich prüfen wir noch die Boraxperle. Eine Spur irgendeiner Chromverbindung liefert mit Borax eine kräftige, grüne Färbung.

Nachweis von Molybdän und Wolfram

Aus Wolfram, das von allen Metallen den höchsten Schmelzpunkt besitzt (3370 °C), bestehen die Glühfäden der elektrischen Birnen und die Heizdrähte der Elektronenröhren. Molybdändraht finden wir in den Haltedrähten der Glühbirne. Auch die Gitter der Elektronenröhren bestehen meist aus Molybdän, die Anodenbleche dagegen aus Molybdän oder Nickel. Aus einigen defekten Glühbirnen oder Radioröhren können wir uns leicht kleine Proben dieser Metalle beschaffen.
In der Technik werden Molybdän oder Wolfram außerdem als Legierungsmetalle für hochwertige Spezialstäbe benutzt. Wolfram- oder Molybdändrahtstückchen lösen wir in Salpetersäure, der wir vorsichtig etwas starkes Wasserstoffperoxid zusetzen. Vorsicht! Spritzgefahr und giftige Dämpfe! Im Freien oder unter dem Abzug arbeiten! Abstand halten!

Sowohl Wolfram als auch Molybdän werden zu den sechswertigen Oxiden WO_3 beziehungsweise MoO_3 oxydiert. Das Wolframoxid bildet einen gelben Niederschlag, während Molybdänoxid in der überschüssigen Säure teilweise löslich ist, wobei eine Rotfärbung auftritt.
In alkalischer Lösung gehen diese Oxide in die Salze der Molybdän- beziehungsweise Wolframsäure über. Wir können die Molybdate oder Wolframate auch direkt durch Soda-Salpeter-Schmelze der Metallstückchen und Auslaugen mit Wasser erhalten.
Zum Nachweis von Wolfram werden einige Tropfen der salpetersauren Lösung „abgeraucht", d. h. im Freien bei gebührendem Abstand zum Trocknen in einem Porzellanschälchen eingedampft! Der Rückstand wird mit verdünnter Salzsäure aufgenommen und erneut zum Trocknen abgedampft. Jetzt setzen wir einige Tropfen Salzsäure und ein winziges Stückchen metallisches Zinn oder ein Körnchen Zinn(II)-chlorid hinzu. (Ein Stückchen Weißblech von einer alten Konservendose eignet sich gleichfalls.)

Bei Anwesenheit von Wolfram zeigt sich eine Blaufärbung. Die Reaktion ist außerordentlich empfindlich. Als Nachweisgrenze werden 0,0001 mg, ein zehnmillionstel Gramm Wolfram angegeben. Wir können uns mit dieser Reaktion davon überzeugen, daß selbst von dem außerordentlich schwerflüchtigen metallischen Wolfram bei anhalten-

dem Betrieb einer Glühbirne etwas verdampft wird. Wir zerschlagen dazu eine kaputte Glühbirne hoher Leistung, die möglichst lange gebrannt haben soll. Von der Innenseite der Scherben lösen wir — wie angegeben — das niedergeschlagene Metall herunter und führen den Nachweis durch.

Zum Molybdännachweis eignen sich die beiden folgenden Reaktionen: Einige Tropfen der salpetersauren Lösung werden zum Trocknen eingedampft. (Vorsicht! Unter dem Abzug oder im Freien arbeiten! Dämpfe nicht einatmen!) Zum Rückstand fügen wir einen Tropfen konzentrierten Salmiakgeist und einen Tropfen starkes Wasserstoffperoxid (Vorsicht!) zu. Es zeigt sich eine kirschrote bis rosagelbe Färbung.

Stattdessen können wir auch den Rückstand nach dem Abdampfen mit einigen Tropfen konzentrierter Schwefelsäure vorsichtig erhitzen. Molybdän liefert eine Blaufärbung.

Achtung: Beim Erhitzen von konzentrierter Schwefelsäure Probierglasmündung unbedingt abwenden! Schutzbrille tragen und Abstand halten! Glas erst nach dem Erkalten betrachten!

Die Metalle der 7. Nebengruppe

Von den Metallen der 7. Nebengruppe besprechen wir nur das Mangan. Rhenium, das letzte Metall der Gruppe, ist eine ausgesprochene Rarität, und das Element Nr. 43 (Technetium) besitzt nur instabile radioaktive Atomarten. Es kommt in der Natur überhaupt nicht vor, da das in der Frühgeschichte unseres Sonnensystems sicher vorhanden gewesene Element inzwischen längst zerfallen ist. Mit den Mitteln der modernen Atomkernphysik kann man dieses Element jedoch künstlich erzeugen. Das gelang erstmalig 1937, und deshalb wurde dieses erste synthetische Element Technetium getauft.

Doch zurück zum Mangan. Obwohl Mangan nächst dem Eisen das zweithäufigste Schwermetall der Erdkruste ist, haben die meisten sicher noch kein reines Mangan gesehen. Die Hauptanwendung des Mangans sind Legierungen. So enthalten Elektron und manche Stähle einige Prozent Mangan.

Die wichtigsten Manganverbindungen sind Braunstein (MnO_2) und Kaliumpermanganat ($KMnO_4$). Wir haben sie an anderer Stelle bereits kennengelernt und wollen uns hier daher auf den Nachweis von Mangan beschränken. Für einen eindeutigen Mangannachweis in Legierungen sind freilich komplizierte chemische Trennungen unumgäng-

lich. Die folgenden Reaktionen geben jedoch häufig Hinweise für das Vorhandensein von Mangan. Wir studieren sie am besten mit dem unreinen Mangan, dessen Gewinnung wir im nächsten Kapitel beschreiben, oder mit Braunstein aus alten Taschenlampenbatterien. Wir lösen in verdünnter Salzsäure, dampfen im Freien oder unter dem Abzug ein und prüfen den Rückstand zunächst mit der Boraxperle. In der Oxydationszone der Bunsenflamme zeigt sich eine violette Färbung, die beim Erkalten einen rotvioletten Farbton annimmt. Wenn die Perle schwarz wird, haben wir zuviel Mangan genommen. Die Färbung verschwindet völlig, wenn die Perle nochmals, jedoch im grünen Reduktionskegel der Bunsenflamme, erhitzt wird. Braunstein vermag übrigens infolge seiner oxydierenden Wirkung viele trübe Glasschmelzen aufzuhellen und findet in der Glasfabrikation als Glasseife Verwendung.

Eine sehr spezifische Manganreaktion erhalten wir bei der Soda-Salpeter-Schmelze (Vorsicht! Abstand halten!) des Rückstandes der eingedampften Lösung. Dabei bildet sich nämlich Kaliummanganat K_2MnO_4, das der Schmelze eine grüne Farbe verleiht. Vom Chrom wissen wir bereits, daß unter den gleichen Bedingungen eine Gelbfärbung durch Natriumchromat erfolgt. Ein weiterer Hinweis für das Vorhandensein von Mangan ist eine rote Färbung beim Erhitzen des Rückstandes mit Kalisalpeter und Phosphorsäure (Vorsicht! Ätz- und Spritzgefahr!).

Die Übergangsmetalle der 8. Nebengruppe

Zu den Übergangsmetallen gehören außer Eisen, Kobalt und Nickel die neun Platinmetalle, die wir jedoch mangels Substanz auslassen müssen. Dafür wollen wir uns mit dem Nachweis der überragend wichtigen Eisenmetalle ausführlich befassen.

Eisen — das wichtigste Gebrauchsmetall

Über die Bedeutung und Anwendung des Eisens brauchen wir nichts zu sagen. Begnügen wir uns mit der Feststellung, daß die Weltproduktion an Eisen etwa zwanzigmal so groß ist wie die Produktion aller übrigen Metalle zusammengenommen.

Wir beginnen wieder mit dem Verhalten des Metalls in der Flamme. Blasen wir Eisenfeilspäne aus einem Glasrohr in die nichtleuchtende Bunsenflamme, so verbrennen sie teilweise, und wir beobachten einen

harmlosen Funkenregen. Sehr feine Drehspäne lassen sich gleichfalls zur Entzündung bringen. Am besten füllen wir einen Zylinder mit Sauerstoff und halten einen glühenden Drehspan oder einen Draht hinein. Das Eisen brennt unter Weißglut ab.

Das im Hochofenprozeß gewonnene Roheisen enthält zunächst noch etwa 10 % Verunreinigungen, davon etwa 3 % Kohlenstoff sowie unterschiedliche Mengen Silizium, Mangan, Schwefel und Phosphor. Aufgabe der Stahlveredlung ist es, diese Verunreinigungen ganz oder teilweise zu entfernen und die Eigenschaften des Metalls dem jeweiligen Verwendungszweck anzupassen. Bei der Herstellung von Werkzeugen nimmt das „Härten" eine besondere Stellung ein. Wir studieren diesen Vorgang am besten mit einigen alten Rasierklingen. Diese Klingen sind zunächst sehr elastisch. Halten wir eine Klinge mit der Tiegelzange in die nichtleuchtende Bunsenflamme, bemerken wir zuerst gelbe, später blaue und schließlich graue „Anlauffarben". Sie verraten uns eine oberflächliche Oxydation des Eisens, die natürlich nur eine Begleiterscheinung und nicht etwa die Ursache für den gleichzeitig stattfindenden Härtevorgang im Innern des Metalls darstellt. Wir erhitzen die Klinge, bis sie gelbrot zu glühen beginnt, und „schrecken" sie nachher ab, d. h., wir werfen sie in kaltes Wasser. Dabei springt ein Teil der gebildeten Oxidschicht in Form von Flittern ab. Dieses Oxid hat im wesentlichen die Zusammensetzung Fe_3O_4 und ist daher ein gemischtes Eisen(II)- und Eisen(III)-oxid. Da es sich beim Schmieden des Eisens in der Nähe des Ambosses ansammelt, wird es gewöhnlich Eisenhammerschlag genannt.

Die gehärtete Klinge ist sehr spröde und brüchig. Sie zerbricht leicht in kleine Stücke. Andererseits ist sie so hart, daß wir damit das Glas ritzen können, was mit einer unbehandelten Klinge kaum gelingt. Für die praktische Verwendung sind die abgeschreckten Gegenstände zu brüchig. Außerdem weisen sie meist innere Spannungen auf, da das plötzliche Abkühlen nicht gleichmäßig erfolgt. Diese Mängel behebt man durch das „Anlassen" des Stahls. Der abgeschreckte Gegenstand wird dazu nochmals eine Zeitlang auf eine genau einzuhaltende Temperatur erhitzt. Dabei nimmt zwar die Härte wieder etwas ab, doch man nimmt dies wegen der größeren Bruchsicherheit und Elastizität gern in Kauf. Um unsere gehärteten Rasierklingen anzulassen, erhitzen wir sie vorsichtig einige Minuten lang auf 200 bis 300 °C. Am besten eignet sich hierfür eine elektrische Heizplatte oder ein erhitztes Sandbad. Je nach der Anlaßzeit und -temperatur wird dabei ein bestimmter Grad der Härte und Elastizität erreicht. Zugleich nimmt das Metall seine endgültige Anlauffarbe an. Beispielsweise liefert Anlassen bei 230 °C einen gelben, bei 265 °C einen roten, bei 310 °C einen hell-

blauen und darüber hinaus einen grauen Farbton. In dieser Reihenfolge nehmen die verbleibende Härte ab und die Elastizität zu.
Härten lassen sich nur Stahlsorten mit einem Kohlenstoffgehalt zwischen 0,5 und 1,7 % sowie viele legierte „Edelstähle". Der Vorgang beruht auf komplizierten Veränderungen in der Struktur der mikroskopisch kleinen Kristallite, aus denen der Stahl aufgebaut ist.
Doch nun zu den Verbindungen des Eisens und seinem Nachweis. Eisen wird von mäßig verdünnter Salz-, Salpeter- oder Schwefelsäure rasch aufgelöst (Vorsicht! Im Freien oder unter dem Abzug arbeiten!). Dabei bilden sich grünliche Eisen(II)-salze; Salpeter oxydiert — besonders in der Hitze — zum dreiwertigen Eisen.
Wir lösen 2 g Eisenfeilspäne in einem kleinen Becherglas in Salzsäure, die wir mit der doppelten Menge Wasser verdünnt haben. Es entweichen Wasserstoff und unangenehm riechende, giftige Wasserstoffverbindungen des Schwefels, Phosphors und Siliziums, die aus Verunreinigungen des Eisens gebildet werden. Die grüne Lösung von Eisen(II)-chlorid wird filtriert und für folgende Reaktion benutzt:

Natronlauge gibt einen Niederschlag von Eisen(II)-hydroxid, der durch Luftsauerstoff allmählich zum rotbraunen dreiwertigen Hydroxid oxydiert wird.
H_2S-Wasser liefert keinen Niederschlag, dagegen fällt bei Zusatz von Ammoniumsulfid (durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in Salmiakgeist herstellbar; Vorsicht beim Arbeiten mit dem giftigen Schwefelwasserstoff!) schwarzes Eisensulfid aus.
Das Komplexsalz Kaliumhexazyanoferrat (III), auch rotes Blutlaugensalz genannt, liefert einen kräftig blauen Niederschlag von Berlinerblau, der bei zu hoher Konzentration fast schwarz gefärbt ist (Identitätsreaktion). Vorsicht! Hexazyanoferrat ist ein Gift, das wir für den Eisennachweis nur in sehr verdünnter Lösung benötigen!

Durch Kochen mit konzentrierter Salpetersäure (Vorsicht! Im Freien oder unter dem Abzug arbeiten!) oder durch Kochen mit Wasserstoffperoxid wird das zweiwertige Eisenchlorid zu braunem Eisen(III)-chlorid oxydiert. Da wir Eisen(III)-chlorid gelegentlich als Reagens brauchen, dampfen wir die oxydierte Lösung ein und nehmen den Rückstand in Wasser auf. Wir bewahren die verdünnte Lösung auf.
Kleine Proben der Eisen(III)-chlorid-Lösung liefern folgende Reaktionen: Kaliumhexazyanoferrat (III) gibt nur eine Braunfärbung, wenn die Oxydation vollständig war, im anderen Falle ist noch zweiwertiges Eisen vorhanden.
Einen extrem empfindlichen Nachweis von dreiwertigem Eisen können wir mit Kaliumrhodanid (Kaliumthiozyanat) KSCN (Vorsicht! Gift!) durchführen: Ein Zusatz von einem Tropfen einer Lösung dieses Salzes

liefert eine intensiv rote Lösung von Eisen(III)-rhodanid. Mit dieser Reaktion lassen sich noch wenige millionstel Gramm Eisen deutlich nachweisen. Um die Empfindlichkeit zu demonstrieren, verdünnen wir eine Probe unserer Eisen(III)-chlorid-Lösung mit destilliertem Wasser immer wieder auf das Zehnfache und prüfen, bei welcher Verdünnung die Farbe eben noch erkennbar ist.

Um Eisen in Legierungen nachzuweisen, feilen oder schmirgeln wir eine Stelle des Prüflings blank, bringen einen Tropfen Salzsäure darauf und fügen wenig später einen Tropfen gelöstes Kaliumhexazyanoferrat hinzu. Eisen verrät sich durch die Berlinerblau-Reaktion. (Bei hoher Eisenkonzentration wird die Farbe erst beim Verdünnen mit Wasser deutlich.)

Beliebige Stoffproben (z. B. Erde, Asche, veraschte Pflanzenteile) prüfen wir auf Eisen, indem wir sie mit reiner, eisenfreier Salzsäure erwärmen und zwecks Oxydation zu dreiwertigem Eisen etwas Wasserstoffperoxid zusetzen. Die filtrierte Lösung wird mit Rhodanid geprüft. Bei hohen Eisenkonzentrationen wird die Farbe dunkel, bei Spuren von Eisen dagegen rosa bis gelb.

Beim Rosten des Eisens an der Luft bildet sich hauptsächlich rotbraunes Eisen(III)-hydroxid $Fe(OH)_3$. (Die wirkliche Struktur des Rostes ist allerdings komplizierter.) Dieser Stoff ist in Wasser extrem schwer löslich. Erst 10^{15} l Wasser würden davon einige Moleküle auflösen! Wir kochen einige Eisenfeilspäne mit destilliertem Wasser gründlich aus, gießen das Wasser ab und geben neues destilliertes Wasser hinzu. Nach einigen Tagen hat sich deutlich sichtbarer Rost gebildet. Trotzdem liefert Rhodanid keine Farbreaktion, da praktisch kein Eisen in Lösung gegangen ist.

Schließlich sei noch die Boraxperle angeführt. Sie ist in der oxydierenden Bunsenflamme gelb bis farblos, in der reduzierenden dagegen schwach grünlich.

Kobalt — ein Bestandteil der Dauermagnete

Kobalterze ähneln äußerlich häufig Kupfer-, Silber- oder Zinnmineralien. Dadurch wurden die Bergleute im Mittelalter genarrt, und so kam das Element zu seinem Namen, der sich von Kobold ableitet. Es ist das seltenste der drei Eisenmetalle. Sein Anteil an der festen Erdkruste dürfte etwa ein tausendstel Prozent betragen. Als reines Metall findet Kobalt keine größeren Anwendungen, dagegen ist es ein wichtiger Legierungsbestandteil von Spezialstählen, vor allem von Magnetstahl für Permanentmagnete. Auch Schneidmetalle enthalten häufig Kobalt.

Galvanische Kobaltüberzüge sind wenig gebräuchlich, da sie infolge oberflächlicher Oxydation rötlich laufen. Sie sind allerdings gegenüber schwachen Säuren resistenter als Chrom- oder Nickelschichten und werden daher zum Schutz von Obstmessern gelegentlich benutzt. Bei der Bestrahlung mit Neutronen im Atomkernreaktor geht Kobalt in eine radioaktive Atomart, das Kobalt 60, über. Dieser radioaktive Stoff zeichnet sich durch eine sehr intensive Gammastrahlung aus. Er zerfällt in 5,2 Jahren zur Hälfte. „Aktiviertes" Kobalt wird daher als Strahlenquelle für die Krebsbehandlung sowie für die zerstörungsfreie Werkstoffprüfung eingesetzt.

Die Nachweisreaktionen studieren wir am besten mit einer kleinen Menge käuflichen Kobalt(II)-chlorids $CoCl_2$, das wir in Wasser auflösen. Auf den Farbumschlag zwischen Rot und Blau des wasserhaltigen beziehungsweise wasserfreien Salzes haben wir früher schon hingewiesen. Auch andere Kobaltsalze zeigen diese Eigenschaft.

Wir prüfen die verdünnte Lösung der Reihe nach mit:

NaOH: Es fällt blaues Kobalt(II)-hydroxid aus, das beim Erwärmen des Glases in eine rosenrote stabile Form übergeht. Beim Stehen an der Luft bildet sich allmählich das bräunliche dreiwertige Hydroxid. Im übrigen sind einfache dreiwertige Kobaltsalze in der Lösung meist nicht stabil.

$(NH_4)_2S$ (Ammonsulfid): Es entsteht ein schwarzer Niederschlag von Kobaltsulfid, der in verdünnten Säuren unlöslich ist.

KNO_2 (Kaliumnitrit): Wir bereiten eine starke Lösung einer Messerspitze Kaliumnitrit (Vorsicht! Gift!) und der doppelten Menge Kaliumchlorid in wenig Wasser und fügen einige Tropfen Essigsäure (Essigessenz) sowie einige Tropfen der zu prüfenden Lösung hinzu. Bei leichtem Erwärmen fällt die Komplexverbindung Kaliumhexanitritokobaltat $K_3[Co(NO_2)_6]$ als gelber Niederschlag aus. (Wichtige Nachweisreaktion!)

NH_4SCN (Ammoniumrhodanid): Eine kleine Probe sehr stark verdünnter Kobaltchloridlösung wird mit einigen Kriställchen festen Ammoniumrhodanids versetzt.

Wir können — wenn auch weniger gut — die Reaktion mit Kaliumrhodanid und einigen Tropfen Salmiakgeist studieren. Es bildet sich nach folgender Gleichung tiefblaues wasserlösliches Ammoniumtetrathiozyanotokobaltat:

$$CoCl_2 + 4\,NH_4SCN \longrightarrow 2\,NH_4Cl + (NH_4)_2\,[Co(SCN)_4]$$

Sehr charakteristisch ist auch die Boraxperle. Eine Spur Kobalt ruft sowohl in der oxydierenden als auch in der reduzierenden Flamme eine tiefblaue Färbung der Perle hervor. Da Glasschmelzen durch Kobalt

gleichfalls blau gefärbt werden, benutzt man Kobalt bei der Fabrikation von blauen Ziergläsern. Im Tiegelglühofen können wir einige Splitter von niedrigschmelzendem Glas (Splitter von Biegeröhren) unter Zusatz von wenig Kobaltchlorid schmelzen und diese Eigenschaft beobachten.

Nickel erfüllt höchste Ansprüche

Nickel ist neben Chrom das wertvollste Legierungsmetall der Schwerindustrie. Überall wo Stähle mit höchster chemischer Widerstandsfähigkeit und mechanischer Stabilität verlangt werden, ist Nickel unentbehrlich. So enthält der bekannte „säurefeste" V2A-Stahl durchschnittlich 18 % Chrom und 8 % Nickel und wird daher neuerdings meist als 18-8-Stahl bezeichnet. Für den Bau von chemischen Apparaten, Düsenflugzeugen, Weltraumraketen und Satelliten benötigt man in zunehmendem Maße Legierungen, die selbst bei Temperaturen um 1000 °C noch „zunderfest" sind, d. h. dem Angriff von Sauerstoff und Verbrennungsgasen widerstehen, und die dabei außerdem noch die Festigkeit bester Stähle behalten. Diese extremen Anforderungen werden von Legierungen mit hohem Nickelgehalt erfüllt. Wir nennen hier die Gruppe der „hochzunderfesten" Nickel-Chrom-Legierungen sowie die „Monel-Metalle", die Nickel, Kupfer und kleine Mengen anderer Metalle enthalten.

Reines Nickel wird vorwiegend als galvanischer Überzug verwendet. Daneben finden wir reines Nickel sowie Legierungen mit hohem Nikkelgehalt in den Elektroden der Rundfunkröhren. Wir benutzen als Nickelquelle daher am besten Anodenbleche alter Röhren. Zur Prüfung auf Nickel lösen wir ein Metallstückchen in Salpetersäure — notfalls unter vorsichtigem Erwärmen. (Vorsicht! Giftige Dämpfe! Im Freien oder unter dem Abzug arbeiten!) Die Lösung färbt sich unter Bildung von Nickelnitrat $Ni(NO_3)_2$ grün. Nach vollständiger oder teilweiser Auflösung des Metalls verdünnen wir die Lösung mit Wasser und neutralisieren vorsichtig mit verdünnter Natronlauge. Geben wir nun zu einer Probe weitere Natronlauge hinzu, so fällt grünes Nickelhydroxid $Ni(OH)_2$ aus. Ähnliche Niederschläge lieferten allerdings auch Kupfer und zweiwertiges Eisen. Zur Unterscheidung von diesen Metallen fügen wir zu der Mischung etwas Bromwasser oder aufgeschlämmten Chlorkalkbrei (Vorsicht! Gift!) hinzu. Von den genannten Metallen liefert nur Nickel dabei eine braune oder braunschwarze Färbung des Niederschlages, die auf Nickeldioxid NiO_2 zurückzuführen ist.

Ein spezifischer Nickelnachweis ist mit dem organischen Reagens-Dimethylglyoxin $C_4H_8N_2O_2$ möglich. Wer etwas davon besitzt, löst eine Messerspitze in einigen Millilitern Brennspiritus und setzt einige Milliliter starken Salmiakgeist zu. In einer gut verschlossenen Flasche (am besten mit Schliffstopfen) kann das Reagens aufbewahrt werden. Eine neutrale Nickelsalzlösung liefert selbst in sehr großer Verdünnung bei Zugabe einiger Tropfen des Reagens einen scharlachroten Niederschlag. Einige andere Metalle, zum Beispiel Eisen, geben dagegen bräunliche Niederschläge. Metallgegenstände können wir direkt prüfen, indem wir sie an einer Stelle in die nichtleuchtende Bunsenflamme halten, wodurch sie oberflächlich oxydieren, und dann die Stelle mit dem Reagens befeuchten. Bei Gegenwart von Nickel bildet sich ein rosaroter Fleck.

Die Boraxperle färbt sich mit Spuren von Nickelsalzen nach dem Erhitzen in der oxydierenden Flamme im erkalteten Zustand rotbraun. Die Reduktionsperle ist farblos oder durch feinverteiltes Nickel grau gefärbt.

Analytik – Der Prüfstein für junge Chemiker

Im Anschluß an unseren Streifzug durch das vielseitige Gebiet des Nachweises der Metalle und ihrer Verbindungen sind ein paar allgemeine Bemerkungen angebracht. Wir haben uns bemüht, die wichtigen Eigenschaften der Metalle und die chemischen Reaktionen ihrer Verbindungen an kleinen Experimenten zu studieren, und dabei vor allem die charakteristischen Reaktionen berücksichtigt, die zu ihrem Nachweis dienen können. Damit sind wir in das außerordentlich wichtige Gebiet der „chemischen Analytik" eingedrungen. Allgemein ist es Aufgabe der analytischen Chemie, die Zusammensetzung beliebiger Verbindungen und Gemische zu ermitteln. Man unterscheidet zwischen „qualitativer" und „quantitativer" Analyse, je nachdem, ob nur das Vorhandensein eines Elements oder einer Verbindung oder aber auch der mengenmäßige Anteil bestimmt werden soll. Die bisher beschriebenen Reaktionen dienen zum qualitativen Nachweis der Metalle, die in Lösungen ihrer Salze meist als Kationen auftreten. Man spricht daher von „Kationen-Nachweis", obwohl — wie wir sehen — viele Metalle durchaus auch zur Bildung von Anionen fähig sind. Einige wichtige Prüfmethoden auf Anionen — wie beispielsweise Sulfat-, Nitrat- oder Chlorid-Ionen — werden wir später im Abschnitt über Düngemittel kennenlernen, und qualitative Prüfungen organischer Stoffe führen wir am Anfang des Teiles „Chemie des Kohlenstoffs" durch.

Die Bedeutung der analytischen Chemie kann gar nicht überschätzt werden. Analytische Aufgaben werden ständig an den Betriebschemiker herangetragen. Dazu gehören vor allem die laufende Kontrolle der Rohprodukte auf Reinheit sowie die Überwachung der Zusammensetzung des technischen Zwischen- oder Endproduktes. Daneben ist die systematische chemische Analytik besonders geeignet, den jungen Chemiker mit den Eigenschaften der Stoffe und den Kniffen der chemischen Praxis bekanntzumachen. Analytische Arbeit bedeutet Sauberkeit und Sorgfalt bei der Durchführung von Experimenten. Die Analytik nimmt daher mit Recht einen besonders breiten Raum im Ausbildungsprogramm des Chemiestudenten ein. Unseren Lesern sei dringend empfohlen, möglichst viele Proben verschiedenster Art — Metallproben, Salze und Gemische bekannter und unbekannter Zusammensetzung — auf das Vorhandensein der beschriebenen Metalle zu prüfen. Wir erreichen dabei am besten das Fingerspitzengefühl, das der analytische Chemiker unbedingt benötigt. Wir gewöhnen uns von vornherein an, mit möglichst geringen Mengen der zu prüfenden Substanz auszukommen. Das hilft nicht nur Chemikalien sparen, sondern entspricht auch den Verhältnissen der Praxis, wo häufig nur geringe Substanzmengen zur Verfügung stehen.

Freilich werden uns Enttäuschungen nicht erspart bleiben. Wir haben ja bei den einzelnen analytischen Reaktionen schon auf die zahlreichen Störmöglichkeiten hingewiesen. Bei einer einwandfreien qualitativen Analyse sind daher chemische Trennungen meist nicht zu umgehen. Man beginnt den „systematischen Analysengang" mit den sogenannten „Vorproben", zu denen neben anderen die Boraxperle, die Flammenfärbung und die Sodaschmelze auf der Lötrohrkohle gehören. Anschließend wird die Substanz gelöst und durch Zusatz von Fällungsmitteln, Filtrieren und erneute Fällung des Filtrates in 6 analytische Gruppen zerlegt:

1. Gruppe: Mit verdünnter Salzsäure fallen Quecksilber, Silber und Blei (letzteres unvollständig) als Chloride aus. Der Niederschlag wird abfiltriert und auf die Metalle geprüft.

2. Gruppe: Im Filtrat von 1 fallen bei Zusatz von H_2S-Wasser (Vorsicht! Gift! Im Freien oder unter dem Abzug arbeiten!) als Sulfide: Blei, Kupfer, Quecksilber, Zinn, Arsen, Antimon, Wismut und Cadmium.

Der Niederschlag wird wiederum abfiltriert und auf die in Frage kommenden Elemente untersucht, wobei gegebenenfalls weitere Trennungen vorgenommen werden müssen.

3. Gruppe: Das Filtrat von 2 wird unter dem Abzug gekocht (Vorsicht! Kein H_2S einatmen!), damit überschüssiges H_2S entweicht; dann wird

mit HNO_3 gekocht, um Eisen(II)- zu Eisen(III)-Ionen zu oxydieren, und reichlich Salmiakgeist und Amoniumchloridlösung zugesetzt. Eisen, Chrom und Aluminium fallen als Hydroxide aus und werden im Niederschlag durch die beschriebenen Reaktionen nachgewiesen.

4. Gruppe: Im Filtrat von 3 fällt farbloses Ammoniumsulfid die Sulfide von Zink, Kobalt, Nickel und Mangan aus.

5. Gruppe: Das Filtrat von 4 wird angesäuert, überschüssiges H_2S durch Kochen unter dem Abzug vertrieben, festes Ammoniumkarbonat zugesetzt und erneut gekocht. Die Karbonate der Erdalkalien Kalzium, Strontium und Barium scheiden sich ab.

6. Gruppe: Das Filtrat von 5 enthält schließlich noch die Alkalimetalle Natrium und Kalium sowie das Erdkalimetall Magnesium in Form von Chloriden, Sulfaten und Nitraten.

Für fortgeschrittene Experimentatoren, die in Arbeitsgemeinschaften tätig sind, ist es sehr nützlich, einige Proben einem derartigen Trenngang zu unterwerfen. Die Einzelheiten und die möglichen Komplikationen werden in den analytischen Lehrbüchern beschrieben. Einige einführende Werke sind im Anhang angeführt. Zu beachten ist, daß wir bei der kurzen Beschreibung des Trennganges nur die wichtigsten Metalle berücksichtigt haben. Seltenere Elemente sind gleichfalls in Fachbüchern nachzuschlagen.

Abschließend sei im Vertrauen gesagt: In der Analytik macht nur Übung den Meister — und der erfahrene Analytiker „ahnt" nicht selten einen Niederschlag oder eine Färbung selbst dann mit Sicherheit, wenn der Anfänger nichts Eindeutiges zu erkennen vermag.

Wir gewinnen einige Metalle

Die technische Gewinnung der Metalle beginnt mit dem Abbau der Erze. Bei weitem die größte Bedeutung besitzen sulfidische und oxidische Erze, wie Magnetit (Fe_3O_4), Pyrit (FeS_2), Kupferkies ($CuFeS_2$), Bleiglanz (PbS), um nur wenige Beispiele zu nennen. Aber auch Karbonate, Sulfate, Chloride und andere Salze werden zur Metallgewinnung herangezogen. Die meisten Erze sind jedoch zunächst keineswegs reine Verbindungen eines Metalls, sondern sie sind fast stets mit Gesteinen oder anderen Verbindungen verunreinigt. Aufgabe der „Erzaufbereitung" ist es, die Roherze in einen verhüttungsfähigen Zustand überzuführen. In einfachen Fällen genügt dazu mechanisches Sortieren. Sulfidische Erze müssen dagegen durch Rösten in Oxide übergeführt werden. Besonders schwierig ist die Aufbereitung sogenannter Armerze, die das gewünschte Element nur zu einem kleinen Prozentsatz enthalten. Beispielsweise beträgt der Anteil des Kupfers im Mansfelder Kupferschiefer nur 3 % oder weniger. Auch die Nickel- und Zinnerze des sächsischen Erzgebirges enthalten nur geringe Mengen der Metalle. Die Kupferhütten im Mansfelder Kombinat oder die Nickelhütte in St. Egidien sind daher mit komplizierten Aufbereitungsanlagen zur Anreicherung der reinen Erze ausgestattet.

Die reinen Metalle gewinnt man aus den Oxiden durch Reduktion mit Kohlenstoff oder anderen Mitteln. Der Hochofenprozeß ist das großartigste Beispiel für diese Methode. In der Deutschen Demokratischen Republik ist in den vergangenen Jahren mit den Eisenhüttenkombinaten in Eisenhüttenstadt und Calbe eine leistungsfähige Roheisenindustrie aufgebaut worden.

Leichtmetalle wie Aluminium und Magnesium erhält man durch Zerlegung von Salzen, meist Chloriden, mit dem elektrischen Strom. Auf

diese Weise werden in Bitterfeld Aluminium, Magnesium und Alkalimetalle erzeugt. Die eingangs erwähnten, weniger bekannten Metalle Titan, Zirkon und andere erhält man gleichfalls durch Elektrolyse oder durch Reduktion der Metallverbindungen mit Magnesium oder Natrium.

An die Gewinnung des Rohmetalls schließt sich die Raffination an, denn Verunreinigungen bewirken häufig schon in kleinen Mengen eine wesentliche Beeinträchtigung des mechanischen Verhaltens oder der Korrosionsbeständigkeit von Metallen. So wird Phosphor, der den Stahl spröde macht, im Thomasprozeß entfernt, und Kohlenstoff wird durch Einblasen von Luft oder Zusatz von Eisenoxid teilweise oxydiert. Diese Vorgänge laufen in den Stahlwerken unserer Republik, in Riesa, Brandenburg, Freital, Gröditz, Unterwellenborn und anderen, in größtem Umfange ab.

Kupfer und Blei reinigt man durch elektrolytische Raffination, bei der Verunreinigungen entfernt werden, wobei noch wertvolles Silber als Nebenprodukt anfällt.

In neuester Zeit gewinnen Reinstmetalle technische Bedeutung. So wird „Fünf-Neuner-Aluminium" bereits in technischem Umfang produziert. Wir verstehen darunter ein Metall, das 99,999 % Aluminium enthält. Im Institut für Angewandte Physik der Reinststoffe in Dresden und im Institut für Nichteisenmetalle in Freiberg arbeiten die Wissenschaftler ständig an der Weiterentwicklung der Methoden zur Erzeugung und Reinigung der Metalle.

Selbstverständlich können wir im folgenden nur wenige einfache Versuche durchführen, die uns die Prinzipien der Metallurgie erläutern sollen.

Erze in der Wäsche und auf dem Rost

Beginnen wir mit einigen Versuchen zur Erzaufbereitung. Da wir Erze kaum zur Verfügung haben, wollen wir uns künstlich ein Armerz bereiten. Wir fällen aus einer Kupfersulfatlösung durch Zusatz von Sodalösung Kupferkarbonat aus, oder wir versetzen eine Bleinitratlösung mit Schwefelwasserstoff (besser ist direktes Einleiten von gasförmigem Schwefelwasserstoff in die Lösung. Vorsicht! Bleisalze sind giftig, und der Umgang mit Schwefelwasserstoff darf wegen der starken Giftigkeit des Gases nur unter dem Abzug oder im Freien erfolgen!) Das gebildete Kupferkarbonat beziehungsweise Bleisulfid trennen wir durch Abfiltrieren oder Absetzen und Dekantieren. Der getrocknete Niederschlag

wird mit feinpulvrigen Erzverunreinigungen vermischt. Wir kommen dem natürlichen Zustand der Erze am nächsten, wenn wir feinen Sand (Scheuersand, Ata, Kieselgur), Kalk (Schlämmkreide) und Steinkohlenpulver beimengen. Wir stellen uns am besten je eine Messerspitze mehrerer verschiedenartiger Gemenge her.

Wir bereiten Erz auf

Diese Gemische geben wir in Reagenzgläser, gießen Wasser darüber und fügen etwas Schmieröl hinzu. Nun wird kräftig geschüttelt. Dabei bildet sich zunächst eine Emulsion von feinverteilten Öltröpfchen im Wasser, die sich nach dem Schütteln jedoch rasch wieder in eine oberflächliche Ölschicht und eine darunter befindliche Wasserschicht scheidet. Das reine „Erz" sammelt sich dabei in den meisten Fällen in der oberen Ölschicht, während die „Verunreinigungen" zu Boden sinken. Auf Grund der höheren Dichte der Metallverbindungen hätte man eher das Umgekehrte erwarten sollen. Die Ursache dieser Erscheinung ist darin zu suchen, daß die Erzteilchen von dem Öl benetzt werden, Kalk, Sand usw. dagegen nicht. Gefördert wird der Effekt durch schaumbildende Zusätze, die für eine innigere Berührung zwischen Erz, Wasser und Öl sorgen. Wir geben daher in weiteren Reagenzglasversuchen etwas Fewa oder Seife zum Wasser und beobachten den Trenneffekt.
Auf ähnliche Weise werden großtechnisch Kupfer-, Blei-, Molybdän- oder Uranerze angereichert. Dazu muß man die Erze fein mahlen, mit Wasser, Öl und oberflächenaktiven Zusätzen versetzen und in einem intensiven Luft- und Wasserstrom vermengen. Die obere Schicht wird abgeschöpft. Sie enthält die angereicherten Erze. Das gesamte Verfahren bezeichnet man als „Schwimmaufbereitung" oder „Flotation".

Das Röstverfahren

Das Rösten sulfidischer Erze studieren wir mit käuflichem Zink- oder Bleisulfid. Wir bringen einen halben Teelöffel des grob gepulverten Sulfiderzes in die Mitte eines etwa 25 cm langen Rohres aus schwerschmelzbarem Glas. Ein Ende des Rohres verschließen wir mit einem Glaswollebausch und einem durchbohrten Stopfen, der zum Schutz vor der hohen Temperatur mit Aluminiumfolie umwickelt wird. Durch die Bohrung stecken wir ein gebogenes Glasrohr, das wir an eine Waschflasche anschließen, in die eine Lösung des Farbstoffes Fuchsin oder einfach Wasser gegeben wird. Während des Versuches müssen wir Luft

über das Sulfid strömen lassen. Wir saugen die Luft dazu entweder mit der Wasserstrahlpumpe an, oder wir drücken sie von der anderen Seite des Glasrohres mit einer Luftpumpe, einem Fön oder einem als Gebläse hergerichteten Staubsauger hindurch. Der Luftstrom darf jedoch nicht zu stark sein. Notfalls regeln wir ihn durch ein T-Stück mit Schlauch und Quetschhahn so, daß eben eine dichte Blasenfolge in der Waschflasche erzeugt wird.
Wir erhitzen jetzt das Sulfid im schwerschmelzbaren Rohr mit einem kräftigen Bunsenbrenner (Schlitzaufsatz) zur Rotglut. Über das erhitzte Erz leiten wir den Luftstrom 10 bis 15 Minuten lang. Danach hat sich das Sulfid sichtbar in Oxid umgewandelt. Wir kennen bereits die in der Hitze gelbe, nach dem Erkalten jedoch weiße Färbung des Zinkoxids. Gleichzeitig hat sich die Fuchsinlösung entfärbt, und es tritt ein stechender Geruch nach Schwefeldioxid auf.
Die allgemeine Gleichung für diesen Vorgang lautet:

$$2\,MeS + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,MeO + 2\,SO_2$$

Der Röstprozeß ist bei den Schwermetallen exotherm, es wird also Wärme freigesetzt. Infolgedessen kann die Wärmezufuhr nach dem Einsetzen der Reaktion eingestellt beziehungsweise eingeschränkt werden. Die Sulfide brennen im technischen Prozeß von selbst ab.

Kupfer- und Bleiverhüttung im Labortiegel

Das einfachste und vor allem billigste Reduktionsmittel für oxidische Erze ist Kohlenstoff. Er wurde früher in Form von Holzkohle, heute als Koks zur Verhüttung von Oxiden herangezogen. Kohlenstoff vermag die meisten Metalloxide zu reduzieren, doch sind zur Einleitung der Reaktion meist hohe Temperaturen erforderlich. Zur Gewinnung von Kupfer und Blei genügt helle Rotglut. Um einen kleinen Porzellantiegel von etwa 10 ml Inhalt mit dem Bunsenbrenner genügend hoch erhitzen zu können, bauen wir uns einen einfachen Tiegelglühofen.
Wir besorgen uns dazu vom Ofensetzer einige alte Schamottestücke, die wir mit einem scharfen Meißel und einem kleinen Hammer vorsichtig aushöhlen, so daß beim Zusammensetzen der Stücke ein birnenförmiger Hohlraum entsteht, in den wir den Tiegel mit einem zurechtgebogenen Drahtdreieck einhängen. Die obere Öffnung verschließen wir durch einen aufgestülpten kleinen Blumentopf mit Abzugsloch. Sinn der Vorrichtung ist es, die vom Brenner gelieferte Wärme auf den Tiegelraum zu konzentrieren und Wärmeverluste durch Luftströmung

oder Abstrahlung zu vermindern. Notfalls leistet auch ein Blumentopf allein gute Dienste. Wir umwickeln ihn jedoch sicherheitshalber mit Eisendraht, damit bei einem eventuellen Springen die Scherben nicht auseinanderfallen.
Die Vorrichtung wird auf einem Dreifuß aufgebaut und der Tiegel von unten mit der heißesten nichtleuchtenden Bunsenflamme erhitzt. Wer ein Gebläse besitzt, kann natürlich rascher die erforderliche Temperatur erreichen.

Reduktion von Kupferoxid

Etwa 10 g Kupfer(II)-oxid (CuO) werden durch mäßiges Erhitzen im offenen Tiegel oder in einer Porzellanschale bei reichlich 100 °C getrocknet. Nach Zerreiben mit dem Pistill vermengen wir mit 1 g feingepulverter Holzkohle, die wir durch Abkratzen von Kohlestücken mit dem Messer bereiten.
Das Gemisch wird in einen kleinen Porzellantiegel gegeben, den wir lose (verkantet) mit dem Deckel verschließen, damit das entstehende Kohlendioxid entweichen kann.
Im Glühofen erhitzen wir kräftig, bis die Reaktion einsetzt. Danach lassen wir abkühlen und schütten den Tiegelinhalt in Wasser. Durch Aufschlämmen läßt sich die leichtere Holzkohle von den schweren, rötlichen Kupferkügelchen trennen. Wir können versuchen, die Kügelchen im fest verschlossenen Tiegel bei der höchsten Glut unseres Ofens zusammenzuschmelzen, und damit prüfen, ob wir mehr als 1000 °C erreichen.

Blei aus Bleiglätte

Als Ausgangsmaterial verwenden wir Blei(II)-oxid, auch Bleiglätte genannt. Es bildet ein gelbliches schweres Pulver, das für Pflaster und Kitte verwendet wird und daher in Apotheken oder Drogerien erhältlich ist. 15 g Bleioxid werden wie oben beschrieben getrocknet und mit 1 g Holzkohlepulver vermischt. Wir füllen das Gemisch in den Tiegel, schichten noch Holzkohlestückchen darauf und verschließen wiederum nur lose. Wir erhitzen nun kräftig im Glühofen, rühren nach 10 Minuten mit einem Kohlestab um und setzen das Glühen weitere 10 Minuten fort. Danach öffnen wir den Glühofen mit Hilfe einer Kohlenzange, fassen den heißen Tiegel mit einer Tiegelzange und gießen das geschmolzene Blei aus.

Das Metall im Braunstein

Metalloxide können auch zerlegt werden, indem man sie mit einem unedleren Metall zur Reaktion bringt. Das unedlere Metall verdrängt dabei das edlere aus seiner Verbindung mit Sauerstoff. Besonders häufig werden Aluminium, Magnesium und Natrium als Reduktionsmittel verwendet. Da die Reaktion von Magnesium mit Metalloxiden sehr heftig verlaufen kann und meist so stark verunreinigte Produkte entstehen, bevorzugen wir das harmlosere Aluminium. Aber auch beim folgenden Versuch sind die Mengen und die Vorsichtsmaßregeln genauestens einzuhalten!

Wir gewinnen Mangan

Wir mischen 6 g Mangandioxid, Braunstein (MnO_2), mit 2 g Aluminiumfeilspänen oder sehr feinen Drehspanstückchen. Die Mischung geben wir auf eine große Porzellan- oder Tonscherbe, die wir auf eine feuerfeste Unterlage stellen. Zur Entzündung bestreuen wir die Mischung mit wenig (!) Magnesiumpulver und stecken ein Stück Magnesiumband hinein, das wir am anderen Ende vorsichtig mit dem Brenner entzünden. Um genügend Abstand halten zu können, befestigen wir den Bunsenbrenner an einem Stock von mindestens 1 m Länge. Die Mischung läßt sich auch direkt mit dem Bunsenbrenner entzünden, wenn wir die nichtleuchtende Flamme darauf richten. Die Reaktion verläuft unter hellem Aufglühen. Nach dem Erkalten finden wir ein Klümpchen von zusammengeschmolzenem dunklem Manganmetall, das von 95- bis 99%iger Reinheit ist. Mangan ist sehr spröde und kann mit dem Hammer auf einer Eisenunterlage pulverisiert werden. Frische Bruchflächen sind silberweiß, laufen aber unter Bildung verschiedener Anlauffarben an der Luft rasch dunkel an.
Das Aluminium verwandelt sich bei der Reaktion in Aluminiumoxid nach der folgenden Gleichung:

$$3\ MnO_2 + 4\ Al \longrightarrow 2\ Al_2O_3 + 3\ Mn$$

Bei dem Versuch ist unbedingt eine Schutzbrille zu tragen, da die Reaktion sehr heftig unter Funkensprühen ablaufen kann. Selbstverständlich ziehen wir alte Sachen an und achten darauf, daß keine leichtentflammbaren Stoffe in der Nähe sind.
Ferner hüten wir uns davor, bei einem eventuellen Mißlingen der Entzündung das Gemisch zu zeitig von nahem zu betrachten. Wir warten

vielmehr mindestens 5 Minuten ab, da nicht selten eine überraschende „Spätzündung" erfolgt.
Die Reduktion von Metalloxiden mit metallischem Aluminium wird als Aluminothermie bezeichnet. Chrom- und Nickeloxide lassen sich analog wie Braunstein in die Metalle umwandeln. Um größere Mengen von Metallen auf aluminothermischem Wege zu erzeugen, benutzt man statt Pulver meist feinen Aluminiumgrieß, der weniger heftig reagiert, jedoch auch schwerer zu entzünden ist.

Magnesium durch Schmelzflußelektrolyse

In einem der ersten Versuche haben wir Wasser durch den elektrischen Strom in seine Elemente zerlegt. In ähnlicher Weise lassen sich auch Metallverbindungen spalten, wenn man durch eine Salzschmelze einen Gleichstrom fließen läßt. Geschmolzene Salze besitzen meist eine erhebliche elektrische Leitfähigkeit. Die positiv geladenen Metallionen wandern im elektrischen Feld zum Minuspol, der Katode, während die Anionen sich an dem Pluspol, der Anode, abscheiden. Auf diese Weise kann man selbst sehr unedle Metalle gewinnen, wenn die Versuchsbedingungen so gewählt werden, daß keine sekundären Reaktionen mit der Luft oder mit den Elektrodenmaterialien eintreten.

Magnesium aus Karnallit

Der englische Chemiker Davy befreite ab 1809 als erster die Alkalimetalle Natrium und Kalium durch Schmelzflußelektrolyse aus ihren Verbindungen. Wir wollen versuchen, auf diese Weise etwas metallisches Magnesium zu erzeugen.
Zunächst brauchen wir für die Elektrolyse eine kräftige Gleichspannungsquelle. Wir benutzen möglichst einen 12-Volt-Akkumulator, der nicht ganz neu ist, denn am besten gelingt der Versuch bei hohen Stromstärken, die leicht zu einem Kurzschluß führen und dabei die Batterie schädigen können. Sehr geeignet ist eine ausgediente Autobatterie, die für diesen Zweck noch einmal aufgeladen wird.
Als Elektrolyt benutzt man zur Magnesiumgewinnung Karnallit, ein gemischtes Kalium-Magnesium-Chlorid der Zusammensetzung $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6\,H_2O$, das als Mineral zum Beispiel in den Staßfurter Abraumsalzen vorkommt. Das wasserfreie Salz eignet sich wegen seines relativ niedrigen Schmelzpunktes für die elektrolytische Magnesiumgewin-

nung. Allerdings erzeugt man den Elektrolyten meist künstlich, indem aus verschiedenartigen Magnesiummineralien zunächst reines Magnesiumoxid (MgO) bereitet und daraus Magnesiumchlorid hergestellt wird. Dieses Salz schmilzt man dann mit Kaliumchlorid und anderen Salzzusätzen zusammen.

Wir lösen 15 g kristallisiertes Magnesiumchlorid (Bittersalz), 5 g Kaliumchlorid und 2 g Ammoniumchlorid in einer Porzellanschale unter ständigem Rühren und Erwärmen in möglichst wenig Wasser, dampfen unter fortgesetztem Rühren zur Trockne ein und erhitzen den Rückstand einige Zeit auf etwa 300 °C, um das Salz zu entwässern. Nach dem Abkühlen wird es fein gepulvert und in einen kleinen Porzellantiegel gefüllt, der als Elektrolysezelle dient. Als Anode benutzen wir einen Kohlestab, als Katode einen breitgeklopften Nagel oder, besser, einen etwa 10 mm breiten Streifen Eisenblech. Um die Wiedervereinigung von Magnesium und Chlor zu verhindern, empfiehlt es sich, zwischen die beiden Elektroden eine Scheidewand aus Asbestpappe einzuführen, in die wir im unteren Teil mit Hilfe einer Nadel zahlreiche feine Löcher stechen. Die Pappe wird vor dem Versuch mehrfach über der Flamme erhitzt, um organische Verunreinigungen zu entfernen.

Nach dem Zusammenbau der Zelle wird der Kohlestab an den Pluspol, die Eisenelektrode an den Minuspol der Batterie angeschlossen. Dabei schalten wir zwischen Batterie und Elektrolysezelle als Vorschaltwiderstand einen Eisendraht von 2 m Länge und 0,5 mm Durchmesser ein. Wir halten den Stromkreis zunächst noch offen, indem wir eine Klemme vom Akkumulator abnehmen.

Der Tiegel wird nun mit der heißesten Bunsenflamme oder dem Gebläse erhitzt, bis der Inhalt geschmolzen ist. Wir rühren dabei mehrfach mit einem eisernen Nagel oder einer Stricknadel. Danach verringern wir die Flamme etwas und schließen den Stromkreis. Nach 20 bis 30 Minuten brechen wir den Versuch ab, lassen erkalten, heben die Schmelze aus dem Tiegel und zerschlagen sie mit einem Hammer. Wir finden besonders in der Nähe der Katode kleine graue Magnesiumkügelchen. Wir sammeln sie, tauchen sie auf einem Porzellan- oder Plastlöffel kurz in starke Salzsäure und werfen sie darauf sofort in etwas Methanol oder reinen Alkohol. Das Metall zeigt dann einen schönen Silberglanz, der an der Luft jedoch rasch verschwindet.

Eisen und Nickel in ungewöhnlicher Form

Metalle kann man auch durch Erhitzen leichtzersetzlicher Verbindungen erhalten. So zerfallen die meisten Edelmetallsalze in der Hitze in

ihre Bestandteile. Aber auch unedlere Metalle lassen sich auf diese Weise erzeugen. Sie liegen dann als ein sehr fein verteiltes Pulver vor, das chemisch außerordentlich aktiv ist. Wir wollen dies zuerst am Eisen studieren.

Wir gewinnen Eisenstaub

In 10 ml Wasser lösen wir etwa 3 g Zitronensäure und fügen einen halben Teelöffel feines Eisenpulver oder sehr feine Feilspäne hinzu. In einem Reagenzglas erwärmen wir so lange, bis sich das Eisen aufgelöst hat. Erforderlichenfalls ist mehrfach Wasser nachzufüllen. Wir erhitzen weiter, bis alles Wasser verdampft ist, verschließen das Probierglas dann mit einem Glaswolle- oder Wattebausch und erhitzen kräftig, bis sich das Reagenzglas mit einem dunklen Belag überzogen hat. Der Wattebausch wird entfernt, und durch Umdrehen des heißen Glases und Nachhilfe mit einem Draht lassen wir die gebildeten Brocken von feinverteiltem Eisen auf eine feuerfeste Unterlage fallen. Sie fangen an der Luft meist von selbst an zu glühen. Das Eisen, das wir durch thermische Zersetzung von zitronensaurem Eisen erhalten haben, ist selbstentzündlich (pyrophor). Die Pyrophorität hat zum Beispiel bei der Urangewinnung schon zu unangenehmen Bränden geführt.

Nickel nach dem gleichen Rezept

Auch Nickel können wir durch Zersetzung von Salzen organischer Säuren in sehr fein verteilter Form gewinnen. Da sich Nickel jedoch in organischen Säuren schlecht auflöst, stellen wir uns Nickelformiat, das Nickelsalz der Ameisensäure, folgendermaßen her:
Wir fällen aus einer Nickelsulfatlösung durch Zusatz von Soda Nickelkarbonat aus, das durch Reaktion mit Wasser (Hydrolyse) teilweise in Nickelhydroxid übergeht. Den Niederschlag filtrieren wir rasch ab und lösen ihn in 30—50%iger Ameisensäure unter Erwärmen auf. Dabei entweicht Kohlensäure, und es bildet sich Nickelformiat $(HCOO)_2Ni$, das beim Einengen der Lösung auskristallisiert. (Vorsicht! Ameisensäure ätzt, und die flüchtigen Dämpfe sind schädlich. Versuch daher im Freien oder unter dem Abzug durchführen!)
Statt dessen können wir das Salz auch durch doppelte Umsetzung bereiten. Wir lösen 5 g Nickelsulfat in Wasser und fügen eine Lösung von 4 g Natriumformiat hinzu. Die Salze reagieren miteinander nach dem Schema

$$NiSO_4 + 2\ HCOONa \longrightarrow (HCOO)_2Ni + Na_2SO_4$$

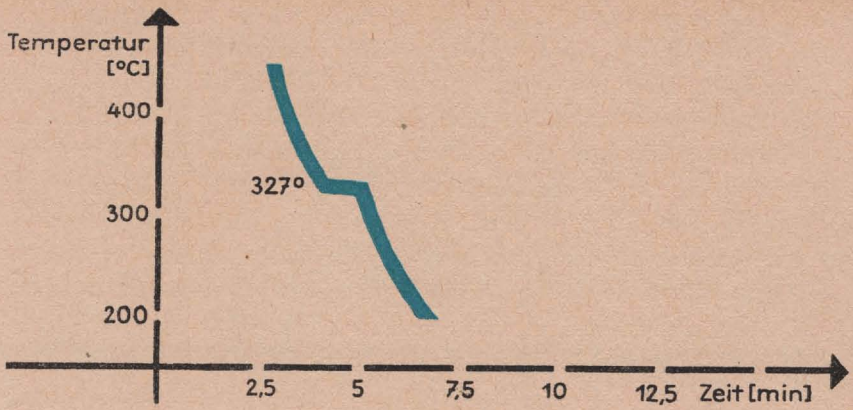
Beim Einengen der Lösung scheidet sich das Nickelformiat zuerst ab; das leichtlösliche Natriumsulfat verbleibt in der Mutterlauge.
Glühen des Salzes im Reagenzglas liefert dunkle Brocken von Nickelpulver. Wegen ihrer großen Oberfläche sind feinverteilte Metalle chemisch sehr aktiv. Das Nickelpulver ist beispielsweise ein ausgezeichneter Katalysator für die Anlagerung von Wasserstoff (Hydrierung) an organische Moleküle. Wir werden es für die Fetthärtung auf Seite 289 einsetzen. Wasserstoffperoxid wird — wie wir uns leicht überzeugen können — durch die feinverteilten Metalle katalytisch zerlegt.
Bei der technischen Gewinnung von Metallen erhält man gleichfalls häufig Metallpulver. Man spricht dann von Pulvermetallurgie.

Aus dem Rezeptbuch der Metallurgen

Die Metallgegenstände unserer Umgebung bestehen nur selten aus reinen metallischen Elementen. Lediglich die Aluminiumtöpfe oder die kupfernen Leitungsdrähte enthalten die Metalle in etwa 99%iger Reinheit. In den meisten anderen Fällen haben wir es mit Legierungen zu tun, mit Mischungen mehrerer Metalle, denen manchmal auch ein Nichtmetall zugesetzt ist. So weisen die verschiedenen Eisen- und Stahlsorten neben veredelnden Metallzusätzen geringe Mengen von Kohlenstoff auf, die das mechanische und thermische Verhalten entscheidend beeinflussen.
Das allgemeine Rezept zur Herstellung einer Legierung lautet: Man schmelze zuerst den Bestandteil mit dem höchsten Schmelzpunkt und füge dann die übrigen Bestandteile hinzu. Nach diesem einfachen Rezept wollen wir einige Legierungen herstellen.

Wir legieren Blei

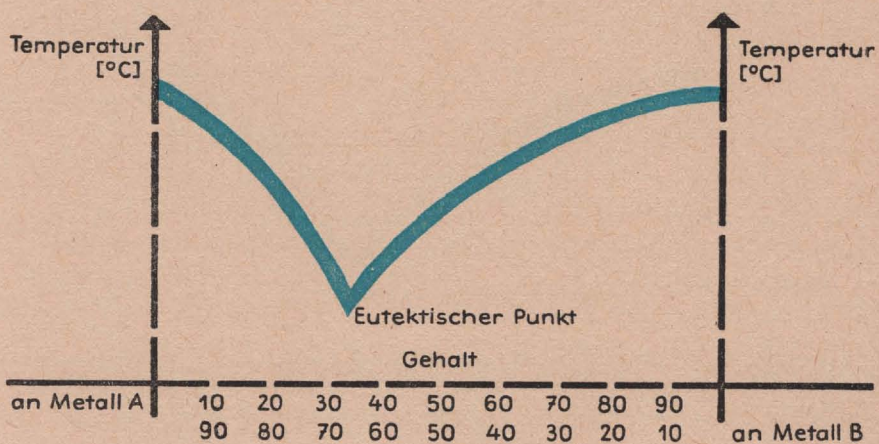
Zunächst legieren wir Blei mit Zinn und erhalten eine Legierung, die etwa unserem Lötzinn entspricht.
In den Tiegel geben wir einige Gramm Blei und schmelzen es. Nun fügen wir in mehreren Versuchen verschiedene Mengen Zinn hinzu und rühren mit einem Eisendraht gut um. Mit einer Tiegelzange nehmen wir den Tiegel mit der geschmolzenen Legierung aus dem Tondreieck und setzen ihn in einen Blumentopf, den wir zu einem Drittel mit trockenem Sand gefüllt haben. Ein Thermometer bis 300 beziehungsweise 360 °C wird in die Schmelze gesteckt. Während des Abküh-



lens lesen wir genau jede halbe Minute die Temperatur ab und tragen die Meßwerte in eine vorbereitete Tabelle ein, in der links die Zeit, rechts die zugehörige Temperatur angegeben werden. Nach dem vollständigen Erstarren nehmen wir den Abkühlungsverlauf noch einige Minuten auf und brechen den Versuch dann ab.

Wer einen vollständigen Einblick in das thermische Verhalten einer Legierung gewinnen will und die nötige Geduld besitzt, beginnt am besten mit reinem Blei und setzt erst kleinere, dann größere, genau abgewogene Zinnmengen hinzu. Auf diese Weise kann die Legierung immer wieder benutzt werden.

Die gefundenen Zusammenhänge stellen wir nun grafisch dar. Auf einem Blatt Millimeterpapier tragen wir waagrecht (auf der Abszisse) die Zeit auf, senkrecht (auf der Ordinate) die Temperatur. Unsere Abbildung auf dieser Seite oben zeigt eine so erhaltene Kurve. Das reine Blei kühlt sich gleichmäßig bis 327 °C ab. Dann wird ein Haltepunkt



erreicht, da das Metall erstarrt, wobei die sogenannte Schmelzwärme freigesetzt wird. Nach dem völligen Erstarren setzt wiederum eine gleichmäßige, fast geradlinige Abkühlung ein.

Mit zunehmendem Zinngehalt erstarrt die Legierung zunächst bei immer niedrigeren Temperaturen. Der Beginn des Erstarrens äußert sich freilich nur in einem mehr oder weniger ausgeprägten Knick der Abkühlungskurve. Erst bei 183,3 °C erhält man — unabhängig von der Zusammensetzung der Legierung — wiederum einen Bereich konstanter Temperatur. Danach ist die Schmelze vollständig erstarrt und kühlt sich nun gleichmäßig ab.

Erklärt wird dieses für Legierungen eigentümliche Verhalten folgendermaßen: Aus einer bleireichen Zinn-Blei-Legierung scheidet sich zuerst reines Blei ab (Bereich vom ersten Knick bis zum Haltepunkt). Das geht so lange, bis die noch flüssige Legierung eine Zusammensetzung erreicht hat, bei der von allen denkbaren Zinn-Blei-Legierungen der niedrigste Schmelzpunkt auftritt. Diese Legierung, die man Eutektikum nennt, scheidet sich dann als Ganzes ab und verursacht den Haltepunkt bei 183 °C. Sie entspricht einer Zusammensetzung von 73,9 Atomprozenten Zinn und 26,1 Atomprozenten Blei, das heißt 16,2 g Zinn auf 10 g Blei. Stellen wir von vornherein eine Legierung dieser Zusammensetzung her, so erstarrt sie ohne vorherigen Knickpunkt als Ganzes bei 183 °C. Legierungen mit noch höherem Zinngehalt scheiden zuerst Zinn aus und zuletzt wieder das Eutektikum. Aus einer Vielzahl solcher Abkühlungskurven gewinnt man das vollständige, in dieser Abbildung dargestellte thermische Zustandsdiagramm, das dem Metallurgen wichtige Aufschlüsse über die Natur der Legierungen vermittelt. Es kann auch wesentlich kompliziertere Einzelheiten, zum Beispiel mehrere eutektische Punkte, aufweisen.

Zum Schluß gießen wir unsere Legierungen zu Stangen aus und können sie als Lötzinn verwenden. Wir stellen dazu am besten einen Bleigehalt von 50 bis 70 Gewichtsprozenten ein.

Sehr niedrig schmelzende Legierungen können wir nach folgenden Rezepten bereiten:

Newtons Legierung: 31 Gewichtsteile Blei, 19 Teile Zinn und 50 Teile Wismut.

Schmelzpunkt: 95 °C.

Woods Legierung: 25 Teile Blei, 12,5 Teile Zinn, 50 Teile Wismut und 12,5 Teile Kadmium (Kadmium kann am besten aus einer Galvanisierwerkstatt beschafft werden).

Schmelzpunkt: 60 °C.

Löffel aus dieser Legierung schmelzen bereits, wenn man mit ihnen heißen Kaffee umrührt. Sie wurden früher gelegentlich als Scherzartikel

angeboten. Allerdings dürfen damit umgerührte Getränke wegen der Giftigkeit von Blei- und Wismutsalzen nicht genossen werden!

Etwas Messing können wir in unserem kleinen Glühofen herstellen, indem wir wenig Kupfer mit der stärksten Bunsenflamme oder, besser, im Gebläse zum Schmelzen bringen und dann Zinkstückchen hineinwerfen. Wir können auch von vornherein Schnitzel beider Metalle in den Tiegel geben. 60er Messing enthält beispielsweise 60 Gewichtsteile Kupfer und 40 Gewichtsteile Zink.

Für Zinkspritzguß verwendet man eine Legierung aus etwa 94 % Zink, 4 % Aluminium und 2 % Kupfer.

Kleine Elektrochemie der Metalle

Elektrochemische Erscheinungen sind heute sowohl für die chemische Technik als auch für die Forschung sowie für die theoretische Chemie von grundlegender Bedeutung. Wir haben ja die Chlor-Alkali-Elektrolyse und die Gewinnung von Metallen durch Schmelzflußelektrolyse bereits kennengelernt.

Nun wollen wir an wenigen einfachen Experimenten einige Gesetzmäßigkeiten der Elektrochemie wäßriger Lösungen studieren und galvanische Elemente sowie die Herstellung von schützenden galvanischen Überzügen behandeln. Elektrochemische Verfahren werden darüber hinaus auch in der modernen chemischen Analytik in zunehmendem Umfang eingesetzt, sie eignen sich ferner zur Bestimmung wichtiger Größen der theoretischen Chemie. Schließlich ist auch die Korrosion der metallischen Werkstoffe, die unserer Volkswirtschaft leider noch erhebliche Schäden zufügt, in vielen Fällen ein elektrochemischer Prozeß.

Rund um die Spannungsreihe

Eine für das Verständnis elektrochemischer Erscheinungen grundlegende Erkenntnis ist die „Spannungsreihe" der Metalle. Danach lassen sich die Metalle in eine Reihe einordnen, die mit den unedlen, elektronegativen Metallen beginnt und mit den elektropositiven Edelmetallen endet:

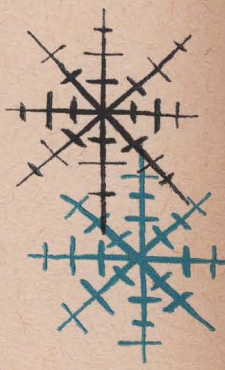
Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Mg, Al, Be, Mn, Zn, Cr, Ga,
Fe, Cd, Tl, Co, Ni, Sn, Pb, **H**, Sb, Bi, As, Cu,
Hg, Ag, Pd, Pt, Au

Das ist die nach neueren Erkenntnissen festgelegte Spannungsreihe für die wichtigsten Metalle und den Wasserstoff. Wenn zwei beliebige Stoffe der Reihe zu Elektroden eines galvanischen Elements gemacht werden, nimmt das vorhergehende Material gegenüber dem nachfolgenden eine negative Spannung an. Die Größe der Spannung (Potentialdifferenz) hängt vom Abstand in der Spannungsreihe und von der Beschaffenheit des Elektrolyten ab.
Das Wesen der Spannungsreihe erkennen wir schon aus einigen einfachen Versuchen, für die wir weder eine Stromquelle noch elektrische Meßgeräte benötigen.

Metallene Überzüge, „Bäume" und „Eisblumen" ohne Strom

Wir lösen etwa 10 g kristallisiertes Kupfersulfat in 100 ml Wasser und tauchen einen eisernen Nagel oder ein Stück Eisenblech in die Lösung. (Es empfiehlt sich, das Eisen vorher mit feinem Schmirgelpapier blank zu reiben.) Nach kurzer Zeit überzieht sich das Eisen mit einer rötlichen Schicht von abgeschiedenem Kupfer. Das unedlere Eisen verdrängt das edlere (elektropositivere) Kupfer aus der Lösung, indem Eisen in Ionenform gelöst wird, während sich Kupfer als Metall abscheidet. Der Vorgang findet freilich nur so lange statt, wie die Lösung mit dem Eisen in Berührung gelangt. Hat sich die Eisenoberfläche vollständig mit Kupfer überzogen, so kommt er praktisch zum Stillstand. Die Kupferschicht ist übrigens ziemlich porös, so daß sich die stromlose Abscheidung im allgemeinen nicht zur Herstellung schützender Überzüge eignet.
In weiteren Versuchen legen wir kleine Streifen von Zink- und Bleiblech in die Kupfersulfatlösung. Nach 15 Minuten nehmen wir die Streifen heraus, spülen sie und beobachten mit dem Mikroskop. Wir erkennen hübsche eisblumenartige Gebilde, die im auffallenden Licht rot erscheinen und aus abgeschiedenem Kupfer bestehen. Auch hier haben also die unedleren Metalle das Kupfer aus dem Ionenzustand verdrängt.
Andererseits vermag das Kupfer Metalle abzuscheiden, die in der Spannungsreihe hinter ihm stehen, also elektropositiver sind. Wir geben auf einen Kupferblechstreifen oder einen breitgeklopften Kupferdraht (vorher blank schmirgeln!) einige Tropfen Silbernitratlösung. Mit bloßem Auge erkennen wir einen schwärzlichen Belag, unter dem Mikroskop im Auflicht feine Nadeln und „Bäumchen".
Aber auch Zink läßt sich stromlos abscheiden, nur müssen wir dazu ein noch elektronegativeres Metall verwenden. Abgesehen von den Metal-

len, die schon mit Wasser heftig reagieren, finden wir in der Spannungsreihe oberhalb des Zinks das Magnesium. Wir geben daher auf ein Stück Magnesiumband oder einen feinen Elektrondrehspan einige Tropfen Zinksulfatlösung, die wir durch Auflösen von Zinkschnitzeln in verdünnter Schwefelsäure erhalten. Zugleich mit dem Zinksulfat fügen wir einige Tropfen Brennspiritus hinzu. An den Rändern des Magnesiums erkennen wir nach kurzer Zeit, besonders unter dem Mikroskop, abgeschiedenes Zink in Form von feinen Kriställchen.



Allgemein ist also jedes Glied der Spannungsreihe imstande, die darauffolgenden aus dem Ionenzustand zu verdrängen. Wenn wir das jedoch mit beliebigen Kombinationen prüfen, werden uns Enttäuschungen nicht erspart bleiben. Tauchen wir etwa ein Stück Aluminiumblech in die Lösungen, so müßten Kupfer, Eisen, Blei und Zink abgeschieden werden. Wir beobachten jedoch nichts dergleichen. Die Ursache für das Ausbleiben der Abscheidung ist nicht etwa ein Fehler der Spannungsreihe, sondern sie liegt in einer besonderen Hemmung der Reaktion begründet, die im Falle des Aluminiums durch eine dünne oberflächliche Oxidschicht bedingt ist. Wir bezeichnen das Aluminium in diesen Lösungen als „passiv".

Wir blicken hinter die Kulissen

Um die eben durchgeführten Prozesse zu formulieren, können wir uns auf die Kationen beschränken, die Anionen dagegen weglassen, da sie an der Reaktion selbst nicht unmittelbar teilnehmen. (Allerdings wird die Geschwindigkeit der Abscheidung auch von der Art des Anions beeinflußt.) Wenn wir sowohl für das abgeschiedene als auch für das aufgelöste Metall einfachheitshalber die Wertigkeit 2 annehmen, können wir schreiben:

$$Me_1 + Me_2^{++} \longrightarrow Me_1^{++} + Me_2$$

wobei im ersten Versuch für Me_1 Cu und für Me_2 Fe zu setzen ist. Der Prozeß besteht also in einem Austausch von Ladungen in Form von Elektronen zwischen den Atomen und Ionen der beiden Metalle.
Betrachten wir — als Teilreaktionen — die Auflösung des Eisens beziehungsweise die Abscheidung des Kupfers allein, so erhalten wir:

$$Fe^{-} \longrightarrow Fe^{++} + 2\,e^{-}$$
$$Cu^{++} + 2\,e^{-} \longrightarrow Cu$$

(Mit e bezeichnen wir 1 Elektron)

Wir betrachten nun ein einzelnes Metall, das in Wasser oder in eine Salzlösung eintaucht, mit deren Kation ein Austausch auf Grund der Stellung in der Spannungsreihe nicht möglich ist. Trotzdem wird das Metall ein gewisses Bestreben haben, als Ion in Lösung zu gehen. Dabei werden zwei Elektronen (für den Fall eines zweiwertigen Metalls) an das eintauchende Blech abgegeben. Infolgedessen lädt sich das Blech gegenüber der Lösung negativ auf, und an der Grenzfläche bildet sich eine elektrische Doppelschicht aus. Diese Spannungsdifferenz wirkt einer weiteren Auflösung des Metalls entgegen, so daß der Vorgang bald zum Stillstand kommt. Tauchen wir zwei verschiedene Metalle in die Lösung, laden sich beide Metalle auf, das elektropositivere jedoch weniger stark als das unedlere, denn seine Atome haben eine geringere Neigung zur Abgabe von Elektronen. Jetzt sollen die beiden Metalle durch einen leitenden Draht miteinander verbunden werden. Die Spannungsunterschiede gleichen sich aus, und es fließt ein Strom von Elektronen vom elektronegativeren zum elektropositiveren Metall, das den Pluspol des Elements bildet. Nun setzt eine Reaktion ein, bei der das unedlere Metall in Lösung geht, während Kationen der Lösung an dem edleren Metall abgeschieden werden.

Das Wesen der galvanischen Elemente

Die soeben angestellten, etwas abstrakten Überlegungen — die allerdings immer noch eine grobe Vereinfachung darstellen — wollen wir mit einigen Experimenten veranschaulichen:
Zunächst füllen wir ein Becherglas von 250 ml Inhalt reichlich zur Hälfte mit etwa 10%iger Schwefelsäure und tauchen ein nicht zu kleines Stück Zinkblech sowie ein Kupferstück ein. An beiden Elektroden haben wir kupferne Drähte durch Löten oder Anklemmen befestigt. Die Anschlüsse sollen jedoch außerhalb der Lösung liegen!
Solange die Drähte nicht miteinander verbunden werden, beobachten wir an der Kupferelektrode nichts, am Zink dagegen eine Auflösung, die von einer Wasserstoffentwicklung begleitet wird. Zink ist nach der Spannungsreihe elektronegativer als Wasserstoff, es vermag diesen daher aus dem Ionenzustand zu verdrängen. Daneben bildet sich an beiden Metallen die soeben erklärte elektrische Doppelschicht aus. Wir überzeugen uns am besten mit einem Multizet oder einem Voltmeter von der Spannungsdifferenz zwischen den beiden Elektroden. Unmittelbar nach dem Anschluß schlägt der Zeiger des Instruments auf etwa 1 Volt aus, doch geht die Spannung sehr rasch zurück. Wir können auch ein sehr kleines Glühlämpchen für 1 Volt Betriebsspannung zum Leuch-

ten bringen, wenn wir es an das Element anschließen. Anfangs beobachten wir dann ein lebhaftes Aufleuchten, später nur noch ein schwaches Glühen. Aus der Polung des Instruments entnehmen wir, daß die Kupferelektrode tatsächlich der positive Pol ist. Das können wir auch ohne Multizet, auf elektrochemischem Wege, nachweisen. Wir stellen uns in einem kleinen Becherglas oder einem Reagenzglas eine gesättigte Kochsalzlösung her, fügen etwa 0,5 ml einer alkoholischen Lösung des Indikators Phenolphthalein zu und tauchen die beiden Drahtenden in die Lösung. Am negativen Pol beobachten wir eine schwache rötliche Färbung, die durch katodisch gebildete Natronlauge hervorgerufen wird.

In weiteren Versuchen können wir die verschiedensten Metallpaare in die Zelle einsetzen und die Spannung bestimmen. Magnesium und Silber geben beispielsweise wegen ihres großen Abstandes in der Spannungsreihe eine besonders hohe Potentialdifferenz, Zink und Eisen dagegen nur eine sehr kleine von wenigen Zehntel Volt. Mit Aluminium erhalten wir wegen der Passivität praktisch keinen meßbaren Strom.

Alle diese Elemente oder — wie der Elektrochemiker sagt — „Ketten" haben den Nachteil, daß ihre Spannung bei Stromentnahme sehr rasch nachläßt. (Die Elektrochemiker messen genaue Spannungswerte daher stets in stromlosem Zustand durch „Kompensation", das heißt durch Vergleich mit einer anderen Spannungsquelle.)

Um dieses Absinken zu erklären, betrachten wir die Vorgänge im Kupfer-Zink-Element etwas genauer: An der Katode der Kette geht Zink nach der Gleichung

$$Zn \longrightarrow Zn^{++} + 2\,e^-$$

in Lösung. An der Kupferelektrode scheiden sich dagegen Wasserstoffionen der Schwefelsäure ab. Sie vereinigen sich mit den Elektronen, die über den Draht von der Zinkelektrode kommen, und es bilden sich Wasserstoffbläschen:

$$2\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow H_2$$

Nach kurzer Zeit bedeckt sich das Kupfer mit einer Schicht aus feinsten Wasserstoffbläschen. Dabei verwandelt sich die Kupferelektrode in eine Wasserstoffelektrode, die Spannungsdifferenz sinkt ab. Man bezeichnet diesen Vorgang als „Polarisation" der Elektrode. Die Polarisation der Kupferelektrode können wir beseitigen, wenn wir nach dem Absinken der Spannung etwas Kaliumpyrochromatlösung in die Zelle gießen. Die Spannung steigt danach wieder an, weil der Wasserstoff durch das Pyrochromat zu Wasser oxydiert wird. Kaliumpyrochromat wirkt in dieser Zelle also als „Depolarisator".

Für praktische Anwendungen eignen sich nur galvanische Ketten, deren Elektroden „unpolarisierbar" sind, oder Ketten, bei denen die spannungsmindernde Polarisation durch Zusätze von Depolarisatoren wieder aufgehoben wird.

Als Beispiel eines unpolarisierbaren Elements betrachten wir das „Daniell-Element", das früher häufig als Elektrizitätsquelle verwendet wurde.

Das Daniell-Element enthält gleichfalls Kupfer und Zink als Elektroden, doch tauchen die beiden Metalle in verschiedene Lösungen ein. Die Zinkelektrode befindet sich in einer porösen Tonzelle, die mit verdünnter Schwefelsäure (etwa 20%ig) gefüllt ist. Das Tongefäß wird in ein größeres Glas eingehängt, in dem sich konzentrierte Kupfersulfatlösung sowie am Boden eine Schicht von Kupfersulfatkristallen befinden. Als zweite Elektrode ist in diesem Gefäß ein Zylinder aus Kupferblech untergebracht.

Wir können ein leistungsfähiges Element aus einem Weckglas, einer käuflichen Tonzelle oder notfalls einem Blumentopf, dessen Abzugsloch wir verschließen, und zwei genügend großen Elektroden aufbauen.

Im Betrieb löst sich Zink zu Zinksulfat auf, und am Pluspol scheiden sich Kupferionen auf der Kupferelektrode ab. Die Kupferelektrode wird dabei also nicht verändert. Das Element ist unpolarisierbar und liefert eine Spannung von etwa 1 Volt. (Theoretisch beträgt die „Klemmspannung" 1,10 Volt, doch messen wir bei Stromentnahme einen etwas kleineren Wert, da ein Teil der Spannung infolge des elektrischen Widerstandes der Zelle im Element verlorengeht.) Wenn wir keinen Strom entnehmen, müssen wir die Zinkelektrode natürlich aus der Schwefelsäure herausziehen, da sie sich andernfalls von selbst unter Wasserstoffentwicklung auflösen würde.

Eine einfachere Ausführungsform, bei der die poröse Trennwand entbehrlich ist, zeigt die folgende Abbildung. Die Zinkelektrode ist am oberen Ende, die Kupferelektrode in der Nähe des Bodens eines Weck-

glases angebracht. Die gesamte Zelle wird mit gesättigter Kochsalzlösung gefüllt. Auf den Boden des Glases schütten wir eine Handvoll Kupfersulfatkristalle. Die schwerere Kupfersulfatlösung vermischt sich bei ruhigem Stehen nur sehr langsam mit der überstehenden Kochsalzlösung. Beim Betrieb scheidet sich daher Kupfer ab, während im oberen Teil der Zelle Zink als Chlorid bzw. Sulfat gelöst wird.

Wegen ihrer bequemen Handhabung benutzt man heute für Batterien fast ausschließlich die „Trockenelemente", die aus dem früheren Leclanché-Element hervorgegangen sind. Als Elektroden dienen ein Zinkzylinder und ein Kohlestab. Der Elektrolyt besteht aus einer Paste, die vorwiegend Ammoniumchlorid enthält. Zink löst sich darin auf, und Wasserstoff wird an der Kohle abgeschieden. Um die Polarisation zu beseitigen, ist der Kohlestab mit einer Mischung aus Kohlepulver und Braunstein umhüllt, die von einem Leinwandbeutel zusammengehalten wird. Die Kohlestückchen vergrößern die Elektrodenoberfläche, während Braunstein den Wasserstoff langsam oxydiert und somit als Depolarisator wirkt. Allerdings ist die depolarisierende Fähigkeit des Braunsteins geringer als die des oben benutzten Pyrochromats. Infolgedessen lassen Trockenelemente bei größerer Stromentnahme rasch in der Spannung nach, sie „ermüden" wegen der Polarisation. Erst nach einiger Zeit wird der Wasserstoff vom Braunstein oxydiert. Die Elemente erholen sich daher wieder, wenn einige Zeit kein Strom entnommen wird. Wir prüfen das mit einer käuflichen Taschenlampenbatterie, die wir mit einer Glühlampe „belasten". Parallel zur Glühlampe, das heißt direkt an die Klemmen, schließen wir die Pole eines Voltmeters (Multizet) an. Die Spannung beträgt zunächst knapp 4,5 Volt. (In Taschenlampenbatterien sind meist drei Zellen hintereinandergeschaltet, von denen jede theoretisch 1,48 Volt liefert.) Nach einiger Zeit beobachten wir eine Abnahme der Spannung. Zugleich leuchtet die Glühlampe schwächer. Wir schalten schließlich ab und prüfen mit dem Multizet, wie lange die Batterie zur Erholung benötigt.

Ein wichtiger Sonderfall sind die regenerierbaren Elemente, die wir als Sammler oder Akkumulatoren kennen. Sie zeichnen sich dadurch aus, daß der stromliefernde Vorgang umgekehrt werden kann, wenn nach der Entladung des Elements durch Anlegen einer äußeren Gleichspannung ein Strom in umgekehrter Richtung durch die Zelle geschickt wird.

Am wichtigsten ist auch heute noch der Bleiakkumulator, dessen Elektrolyt aus verdünnter Schwefelsäure besteht, in die Paare von Bleiplatten als Elektroden eintauchen. Die positiven Platten erhalten einen Überzug aus Bleiperoxid, PbO_2, die negativen bestehen aus metallischem Blei. Die Klemmspannung beträgt etwa 2,1 Volt je Zelle. Wäh-

rend der Entladung bildet sich an beiden Plattenarten Bleisulfat, das beim Aufladen in metallisches Blei beziehungsweise Bleiperoxid zurückverwandelt wird.

Metallabscheidungen aus wäßrigen Lösungen

Die Abscheidung von Metallen aus wäßrigen Lösungen mit Hilfe des elektrischen Stromes ist die Umkehrung der elektrolytischen Auflösung, die wir bei galvanischen Elementen kennenlernten. Wir untersuchen zuerst die Abscheidung von Kupfer, die im Kupfer-Coulombmeter zur Messung von Elektrizitätsmengen benutzt wird.

Strom scheidet Metall ab

In ein Becherglas oder, besser, in ein kleines quaderförmiges „Aquarienglas" hängen wir ein großes Stück Kupferblech so ein, daß der umgebogene Rand am Gefäßrand als Halterung dient. An diesen Rand klemmen wir eine Zuleitung an. Ein zweites Kupferblech wird auf die gleiche Art als Katode befestigt. Den Elektrolyten bereiten wir nach folgendem Rezept:

125 g kristallisiertes Kupfersulfat, 50 g konzentrierte Schwefelsäure und 50 g Alkohol (Brennspiritus) werden zu einem Liter Lösung benötigt. Wir lösen dazu das Kupfersulfat zuerst in 500 ml Wasser, fügen dann vorsichtig in kleinen Portionen (Erwärmung, Spritzgefahr!) die Schwefelsäure hinzu, danach den Alkohol, und schließlich wird mit Wasser auf ein Volumen von 1 l aufgefüllt.

Die fertige Lösung gießen wir in das Coulombmeter und schließen über einen Regelwiderstand und ein Amperemeter (Multizet) einen Bleiakkumulator an. Der Strom muß mit dem Widerstand so eingeregelt werden, daß die Stromdichte zwischen 0,02 und 0,01 Ampere je cm^2 Elektrodenoberfläche liegt. Besitzen unsere Kupferbleche eine Fläche von 50 cm^2, muß die Stromstärke zwischen 0,5 und 1 Ampere liegen.

Nach einiger Zeit beobachten wir an der Katode (Minuspol) eine Abscheidung von hellrotem metallischem Kupfer, während an der Anode (Pluspol) Kupfer in Lösung geht. Wir betreiben unser Coulombmeter etwa eine halbe Stunde zur Reinigung der Kupferbleche. Danach entnehmen wir die Katode, trocknen sie vorsichtig mit Fließpapier und wägen sie so genau wie möglich. Wir setzen die Elektrode wieder ein, schließen den Stromkreis und halten die Stromstärke mit Hilfe des

Vorwiderstandes auf einem konstanten Wert, zum Beispiel auf 1 Ampere. Nach genau einer Stunde öffnen wir den Stromkreis und wägen die getrocknete Katode erneut. Bei einem Ampere und einer Stunde Stromzufluß finden wir eine Gewichtszunahme von 1,18 g.

Eine Elektrizitätsmenge von einer Amperestunde vermag demnach 1,18 g Kupfer abzuscheiden. Allgemein gilt:

Die abgeschiedene Menge eines Metalls ist der durchflossenen Elektrizitätsmenge genau proportional. Zur Abscheidung von einem Grammäquivalent sind 961 490 Amperesekunden oder 26,8 Amperestunden erforderlich. (Faradaysche Gesetze; vergleiche Schullehrbücher der Physik.)

Ein Grammäquivalent ist die Menge eines Elements in Gramm, die wir erhalten, wenn die relative Atommasse durch die Wertigkeit dividiert wird. Kupfer besitzt die relative Atommasse 63,54 und die Wertigkeit 2 (da zweiwertige Kupferionen entladen werden). Das Grammäquivalent beträgt daher 63,54/2 = 31,77 g. Division durch 26,8 ergibt die Kupfermenge, die von einer Amperestunde abgeschieden wird.

Allgemein gilt für den Zusammenhang zwischen der Elektrizitätsmenge Q in Amperestunden und der abgeschiedenen Kupfermenge m in Gramm:

$$Q = \frac{26{,}8}{31{,}8} \cdot m$$

Danach können wir bei bekannter Elektrizitätsmenge die abgeschiedene Kupfermenge oder aus der letzteren die unbekannte Elektrizitätsmenge errechnen. Dividieren wir die Elektrizitätsmenge durch 3600 Sekunden, so erhalten wir die mittlere Stromstärke.

Die Stromdichte muß bei Gebrauch des Kupfercoulombmeters stets in den angegebenen Grenzen gehalten werden. Ist sie kleiner als 0,01 Ampere je cm^2, findet man zuwenig Kupfer, da teilweise einwertige Kupferionen gebildet werden. Bei zu hoher Stromdichte haftet das abgeschiedene Metall schlecht, und man verliert bei der Entnahme der Elektrode leicht etwas Kupfer.

Praktische Anwendung findet die galvanische Abscheidung von Metallen in erster Linie zur Erzeugung dünner Metalloberflächenschichten zum Schutz vor Korrosion und zur Erzielung eines spiegelnden Glanzes.

Außerdem werden Metalle, insbesondere Kupfer und Blei, durch anodische Auflösung und anschließende katodische Abscheidung gereinigt (elektrolytische Raffination).

Um Eisen zu verkupfern oder zu vernickeln, reinigen wir einen möglichst glatten eisernen Gegenstand zunächst sorgfältig, indem wir ihn mit Schlämmkreide polieren und zur Entfettung nacheinander mit ver-

dünnter Natronlauge, Wasser und Alkohol abwaschen. Ist der Gegenstand grob mit Rost oder Zunder bedeckt, so „beizen" wir ihn vorher noch einige Minuten in 10- bis 15%iger Schwefelsäure.

Der blanke Gegenstand wird nun als Katode in einen elektrolytischen Trog (kleines Aquariengefäß oder Becherglas) eingehängt.

Zur Verkupferung nehmen wir ein Bad aus 250 g Kupfersulfat und 80 bis 100 g konzentrierter Schwefelsäure auf 1 l Wasser (Vorsicht!). Als Anode benutzen wir gleichfalls ein Kupferblech. Die Fläche der Anode soll etwa gleich der zu verkupfernden Fläche sein. Wir erreichen das, indem wir die Kupferanode entsprechend tief in das Bad einhängen.

Wir legen eine Spannung von etwa 3 bis 4 Volt (2 Akkuzellen) an und elektrolysieren mit einer Stromdichte von 0,02 bis 0,04 Ampere je cm^2. Die Temperatur des Bades soll 18 bis 25 °C betragen. Es ist darauf zu achten, daß sich Anodenfläche und die zu verkupfernde Fläche möglichst parallel gegenüberstehen. Ungleichmäßig geformte Gegenstände lassen wir besser aus. Je nach der Dauer der Elektrolyse erhält man dünnere oder stärkere Kupferschichten.

Eine Vorverkupferung ist häufig nötig, um andere Metalle festhaftend abzuscheiden. Das gilt besonders für die Verchromung von Eisen, aber auch bei der Vernickelung von Zinkspritzguß und in anderen Fällen wird vorher eine dünne Kupferschicht aufgetragen. Hierzu benutzt man allerdings meist die sehr giftigen „cyanidischen Bäder".

Ein Nickelbad bereiten wir aus 25 g kristallisiertem Nickelsulfat und 10 g Borsäure oder 10 g zitronensaurem Natrium in 450 ml Wasser. Das zitronensaure Natrium können wir durch Neutralisieren einer Lösung von 10 g Zitronensäure mit verdünnter Natronlauge oder Sodalösung selbst bereiten. Als Anode wird ein möglichst großes Nickelblech eingesetzt. Die Spannung entnehmen wir einem Akkumulator und regeln mit einem Vorwiderstand auf eine Stromdichte von 0,005 Ampere je cm^2 ein. Beispielsweise müssen wir bei einem Gegenstand von 20 cm^2 Oberfläche mit einer Stromstärke von 0,1 Ampere arbeiten. Nach einer halben Stunde ist der Gegenstand schön vernickelt. Wir nehmen ihn aus dem Bad und wischen ihn mit einem Tuch ab. Übrigens dürfen wir das Vernickeln nicht zwischendurch unterbrechen. Die Nikkelschicht kann dabei passiv werden, und das später abgeschiedene Nickel haftet schlecht.

Um einen spiegelnden Hochglanz ohne mechanisches Polieren zu erzielen, setzt man den galvanischen Bädern sogenannte Glanzbadmittel hinzu. Diese Stoffe sind meist Geheimrezepte der jeweiligen Hersteller. Es eignen sich Leim, Gelatine, Zucker und andere Stoffe. Wir können dem Nickelbad zum Beispiel einige Gramm Zucker beifügen und die Wirkung prüfen.

Die Verchromung erfolgt — bei Eisen nach Vorverkupferung — aus einem Bad von 40 g Chromsäure, CrO_3 (Vorsicht! Gift!), und genau 0,5 g Schwefelsäure (keinesfalls mehr) auf 100 ml Wasser. Die Stromdichte liegt bei etwa 0,1 Ampere je cm^2, und als Anode verwendet man Blei, dessen Oberfläche etwas kleiner sein soll als die zu verchromende Fläche.

Nickel- und Chrombäder werden am besten leicht angewärmt (etwa auf 35 °C). Es ist zu beachten, daß Chrombäder — vor allem bei längerem Betrieb und hohen Stromstärken — chromsäurehaltige Dämpfe entwickeln können, die sehr gesundheitsschädlich sind. Verchromungen dürfen daher nur unter dem Abzug oder im Freien (Balkon) durchgeführt werden.

Bei der Verchromung — in geringerem Maße auch bei der Vernickelung — wird übrigens nicht der gesamte Strom zur Metallabscheidung verbraucht. Vielmehr findet gleichzeitig eine Wasserstoffentwicklung statt. Auf Grund der Spannungsreihe sollte man sogar erwarten, daß Metalle, die über dem Wasserstoff stehen, überhaupt nicht aus wäßriger Lösung abgeschieden werden können. Vielmehr sollte praktisch nur der elektropositivere Wasserstoff abgeschieden werden. Ähnlich wie die anodische Metallauflösung ist jedoch die katodische Wasserstoffentwicklung in vielen Fällen gehemmt. Sie setzt nennenswert erst bei höheren Werten ein, als nach der Theorie zu erwarten wäre. Man nennt diese Erscheinung „Wasserstoffüberspannung". Sie ist zum Beispiel für Blei besonders groß. Nur diesem Umstand verdanken wir die Funktion des Bleiakkumulators. Andernfalls würde beim Aufladen katodisch Wasserstoff statt PbO_2 entstehen. Dank der Überspannung beginnt die Wasserstoffentwicklung wesentlich erst, wenn der Sammler fast vollständig geladen ist.

4 Die Chemie des Kohlenstoffs

Ein Blick in die Vergangenheit

Rund 5 Milliarden Jahre ist unsere Erde alt. Zuerst war sie wahrscheinlich ein glühend heißer Gasball. Später kondensierten sich Metalle, Steine und schließlich auch das Wasser. Nur einige Gase umgaben den Planeten und bildeten die Uratmosphäre. Mehrere Milliarden Jahre lang aber war der Planet tot. Erst vor etwa einer Milliarde Jahren entwickelten sich aus der toten Materie in den Urozeanen die ersten primitiven Lebewesen.

Die Uratmosphäre enthielt keinen reinen Sauerstoff, dafür jedoch große Mengen Kohlendioxid. Pflanzen nahmen dieses Kohlendioxid auf und bauten daraus — genauso wie die heutigen Pflanzen — zusammen mit dem Wasser des Bodens komplizierte Kohlenstoffverbindungen auf. Dabei wird Sauerstoff freigesetzt, den die Pflanzen an die Atmosphäre abgeben. So hat sich nach und nach die heutige Atmosphäre gebildet, die viel Sauerstoff und nur noch wenig Kohlendioxid enthält. Der Hauptteil der Kohlenstoffverbindungen, die in den Pflanzen früherer Epochen aufgespeichert wurden, ist unter dem Einfluß von Fäulnisbakterien umgewandelt worden. Aus den Resten abgestorbener Pflanzenteile bildete sich Torf und schließlich Kohle. Begünstigt wurde dieser Vorgang durch den hohen Druck von mineralischen Sedimenten, die sich nach und nach auf den Pflanzenresten ablagerten. Erdbewegungen im Zusammenhang mit der Gebirgsbildung unterstützten die Verkohlung, da sich Druck und Temperatur erhöhten. Besonders im Karbon, einer Erdepoche, die etwa 400 Millionen Jahre zurückliegt und 55 Millionen Jahre dauerte, entwickelte sich eine üppige Pflanzenvegetation in vielen Gebieten der Erde. Die Pflanzenarten unterschieden sich freilich von den heutigen. Siegelbäume, gewaltige Farne, Bärlappgewächse und andere beherrschten das Bild des Steinkohlenwal-

des. Reste dieser Organismen in den heutigen Steinkohlen geben uns ein recht genaues Bild der damaligen Pflanzen- und auch Tierwelt.
Erdöl und Erdgas entstanden am Boden mächtiger Seen und Meeresbecken, in denen Algen und andere Wasserpflanzen sowie Tiere in ungeheuren Mengen gediehen. Die abgestorbenen Lebewesen sanken zu Boden und bildeten bei Luftabschluß unter Mitwirkung von Bakterien einen Faulschlamm. Bei dieser Fäulnis wurde giftiger Schwefelwasserstoff freigesetzt, der weitere Organismen absterben ließ. Aus den organischen Stoffen bildeten sich zuerst Fettsäuren und später Erdöl oder auch Erdgas. Das Erdzeitalter des Perms zeichnete sich durch günstige Voraussetzungen für solche Vorgänge aus. Aus dieser Zeit stammen viele der größten Erdöllager.
Leider haben sich auf dem Gebiet der DDR keine größeren Steinkohlen- und Erdöllager gebildet. Nur in Zwickau und in Freital bei Dresden wurden kleinere Steinkohlenlager aufgefunden.
Erdöl und Erdgas wurden erst in den letzten Jahren durch systematische Bohrungen in Thüringen, Brandenburg und Mecklenburg entdeckt. Der VEB Erdöl und Erdgas Gommern, der im Jahre 1957 gegründet wurde, erhielt die Aufgabe, diese zwar nicht allzu reichen, aber doch durchaus lohnenden Vorräte zu erschließen. Den größten Teil des Erdöls für unsere chemische Industrie beziehen wir aus der Sowjetunion über die neuerbaute mehr als 2000 km lange Freundschaftsleitung, die nach Schwedt und Leuna führt.
Vor 40 bis 60 Millionen Jahren herrschte in unseren Breiten ein warmes, subtropisches Klima. Wärme und hohe Feuchtigkeit ließen in dieser Epoche, die T e r t i ä r genannt wird, üppige Sumpfwälder entstehen. Unter den Nadelbäumen waren Mammutbaum und Sumpfzypresse sowie verschiedene Kiefernarten häufig anzutreffen. Palmen, Zimt- und Kampferbäume, Magnolien, Kastanien und Eichen vervollständigten den Mischwald des Tertiärs. Gleichzeitig entwickelte sich eine reiche Tierwelt, wobei vor allem die Säugetiere sich überragend ausbreiteten. Aber auch Insekten, Vögel, Krokodile und Schlangen fanden im Sumpfboden des Tertiärwaldes günstige Lebensbedingungen. Aus den abgestorbenen Resten all dieser Pflanzen und Tiere aber hat sich unsere Braunkohle gebildet, die wir heute in vielen Gebieten der DDR abbauen und als einen der wichtigsten Rohstoffe der chemischen Industrie verwerten.
Vom Benzin bis zum Stadtgas, vom Lösungsmittel bis zum Plast und Farbstoff, vom modernen Arzneimittel bis zum Parfüm sind fast alle Erzeugnisse der organischen Chemie Kinder dieser Rohstoffe. Im Laufe von vielen Jahrmillionen hat die Natur ein gewaltiges Reservoir von Kohlenstoff und Kohlenstoffverbindungen zusammengetragen. Wenn

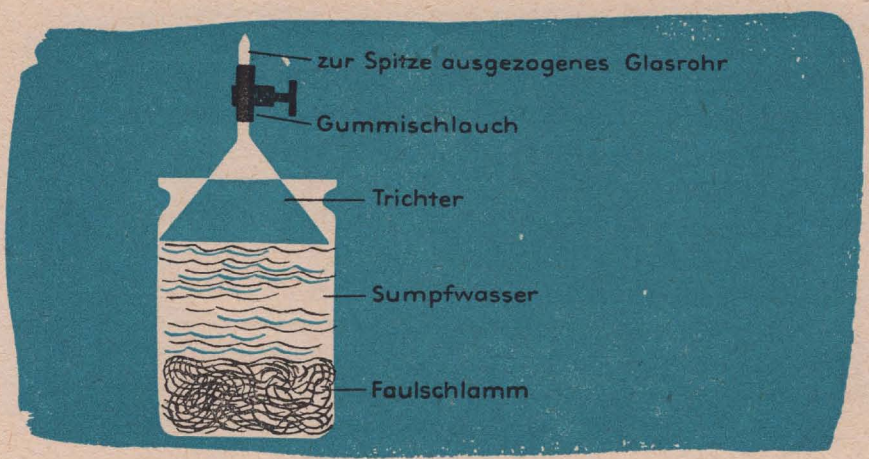
wir heute noch einen sehr beträchtlichen Teil dieser Rohstoffe verbrennen müssen, um Energie zu gewinnen, so ist das eigentlich ein unverantwortlicher Raubbau. Hoffen wir, daß die Atomkernenergie uns bald in die Lage versetzt, Kohle und Erdöl ausschließlich als Ausgangsprodukte der chemischen Technik einzusetzen.

Gase aus den Sümpfen

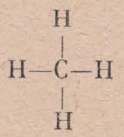
Auch heute noch faulen Pflanzenteile in Sümpfen, auch heute finden wir Faulschlamm im stillen Wasser von Teichen oder am Rande langsam fließender Bäche. Die chemischen Prozesse, die sich hier abspielen, ähneln den Vorgängen im ersten Stadium der Bildung von Kohle und Erdöl. Wir wollen das experimentell nachprüfen.

Wir gewinnen Sumpfgas

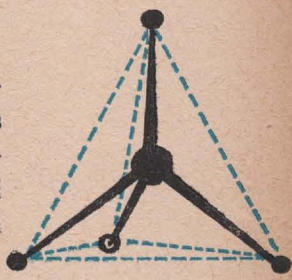
Aus einem Tümpel besorgen wir uns einen Klumpen Faulschlamm. Statt dessen können wir auch fauligen Sumpfboden verwenden. Zusammen mit dem Boden holen wir Teich- oder Sumpfwasser. Wir geben den Schlamm oder Boden in ein großes Konservenglas bis zu einem Drittel und füllen das Glas mit dem Wasser bis zum Rande auf. Zu Hause bauen wir mit einem Glastrichter, an den wir mit Schlauch eine Glasspitze anschließen, die untenstehende Anordnung auf. Die Trichteröffnung wird mit einem Quetschhahn verschlossen und die ganze Apparatur einige Tage an einen recht warmen Ort gestellt. Geeignet



ist zum Beispiel der Küchenherd oder eine Ofenröhre, doch sei vor dem Verwesungsgeruch gewarnt.
Allmählich bilden sich Gasblasen, die den Trichter füllen. Nun wird der Hahn langsam geöffnet und das entweichende Gas entzündet. Der brennbare Bestandteil ist vorwiegend Methan.
Methan ist die Kohlenstoffverbindung Nummer 1. Es enthält nur Kohlenstoff und Wasserstoff. Seine Formel lautet CH_4. 4 Wasserstoffatome



sind im Methanmolekül mit einem Kohlenstoffatom verbunden. Allerdings gibt auch die Strukturformel nicht das genaue räumliche Bild des Methanmoleküls wieder. Untersuchungen zeigten, daß die Methanmoleküle Tetraederform besitzen. Die 4 Wasserstoffatome sind dabei gleichmäßig in den räumlichen Richtungen an das Kohlenstoffatom gebunden.

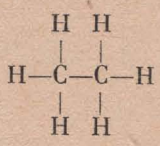


Methan entsteht nicht nur bei der Fäulnis. Es bildet außerdem einen wesentlichen Bestandteil der Gase, die bei der trockenen Destillation von Kohle anfallen. Erdgas besteht gewöhnlich zum größten Teil aus Methan, und auch bei der Erdölverarbeitung wird Methan als Nebenprodukt gewonnen. Methan ist heute ein wichtiger Ausgangsstoff zur Herstellung von Wasserstoff, Kohlenmonoxid und anderen Produkten. Durch unvollständige Verbrennung von Methan wird Ruß gewonnen, fein verteilter Kohlenstoff, der unter anderem als Füllmaterial in der Gummiindustrie benötigt wird.

Grundbegriffe der organischen Chemie

Kohlenstoff gehört keineswegs zu den häufigsten chemischen Elementen. Sein Anteil an der äußeren Erdkruste wird auf nur 0,12 % geschätzt. Trotzdem zeichnet sich Kohlenstoff vor allen anderen Elementen durch eine außerordentliche Mannigfaltigkeit seiner chemischen Verbindungen aus. Bis heute sind weit über 500 000 Kohlenstoffverbindungen bekannt geworden. Das ist mehr als das Doppelte der Verbindungen aller übrigen Elemente untereinander.
Diese Sonderstellung des Kohlenstoffs ist darauf zurückzuführen, daß die Kohlenstoffatome auf Grund ihrer besonderen Bindungseigenschaften sich auch untereinander zu mehr oder weniger langen Ketten oder

auch Ringen aneinanderreihen können. Kohlenstoff ist im allgemeinen vierwertig. Die nicht abgesättigten Bindungen solcher Kohlenstoffketten lagern besonders leicht Wasserstoff an, wobei Kohlenwasserstoffe entstehen. Den einfachsten Kohlenwasserstoff lernten wir im Methan kennen. Der nächst komplizierte Kohlenwasserstoff trägt den Namen



Äthan. Sein Molekül enthält 2 Kohlenstoffatome und 6 Wasserstoffatome. Zusammenschluß von 3 Kohlenstoffatomen und Absättigung der freien Bindungen mit Wasserstoff führt zum Propan mit der Formel C_3H_8. Der entsprechende Kohlenwasserstoff mit 4 Kohlenstoffatomen heißt Butan und besitzt die Zusammensetzung C_4H_{10}. In dieser Weise lassen sich zunächst theoretisch immer längere Kohlenwasserstoffketten ausdenken. Tatsächlich sind diese Kohlenwasserstoffe sehr stabile Verbindungen. Man kennt heute Glieder mit mehr als 100 Kohlenstoffatomen. Methan bis Butan sind gasförmig. Vom Pentan mit 5 Kohlenstoffatomen an sind diese Kohlenwasserstoffe Flüssigkeiten. Von 17 Kohlenstoffatomen an sind sie bei Zimmertemperatur fest.

Die Kohlenwasserstoffe Methan, Äthan, Propan, Butan usw. bilden eine Gruppe von Verbindungen, die sich in ihrer Struktur und in ihrem chemischen Verhalten sehr ähneln. In der untenstehenden Tabelle haben wir die Namen sowie die Formeln für eine Anzahl wichtiger Glieder dieser Gruppe aufgezeichnet. Man erkennt, daß jedes Glied sich vom vorhergehenden nur durch eine CH_2-Gruppe unterscheidet. Die allgemeine Formel des Kohlenwasserstoffs mit n Kohlenstoffatomen

Die Reihe der Alkane

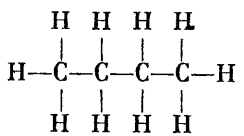
Zahl der C-Atome	Bruttoformel	Name
1	CH_4	Methan
2	C_2H_6	Äthan
3	C_3H_8	Propan
4	C_4H_{10}	Butan
5	C_5H_{12}	Pentan
6	C_6H_{14}	Hexan
7	C_7H_{16}	Heptan
8	C_8H_{18}	Oktan
9	C_9H_{20}	Nonan
10	$C_{10}H_{22}$	Dekan
n	C_nH_{2n+2}	Alkan

lautet daher $C_nH_{(2n+2)}$, die Anzahl der Wasserstoffatome im Molekül ist also um 2 größer als das Doppelte der Zahl der Kohlenstoffatome. Die 2 zusätzlichen Wasserstoffatome besetzen die beiden Enden der Reihe.

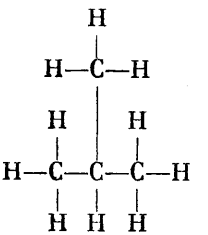
Allgemein wird in der Chemie eine solche Verbindungsgruppe als homologe Reihe bezeichnet. Die einzelnen Glieder tragen als Endung die Silbe -an und werden gemeinsam Alkane genannt.

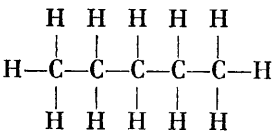
Flüssige und feste Alkane finden sich besonders im Erdöl sowie im Braunkohlenteer. Benzin enthält vorwiegend Alkane mit 6 bis 10 Kohlenstoffatomen, beispielsweise Oktan. Höhere flüssige Alkane sind Hauptbestandteile des Dieselöls und der Schmieröle. Halbweiche Alkane sind in reiner Form als „Vaseline" bekannt, während ein Gemisch fester Kohlenwasserstoffe dieser Reihe „Paraffin" genannt wird.

Neben Alkanen mit gerader Kohlenstoffkette sind auch solche bekannt, deren Kohlenwasserstoffkette Verzweigungen aufweist. Beispielsweise ergeben sich für die Kohlenwasserstoffe C_4H_{10} und C_5H_{12} zwei beziehungsweise drei mögliche Strukturen, die wir unten dargestellt haben.

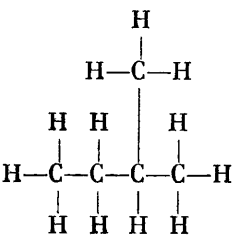


und

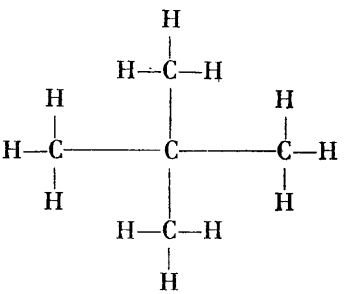




und



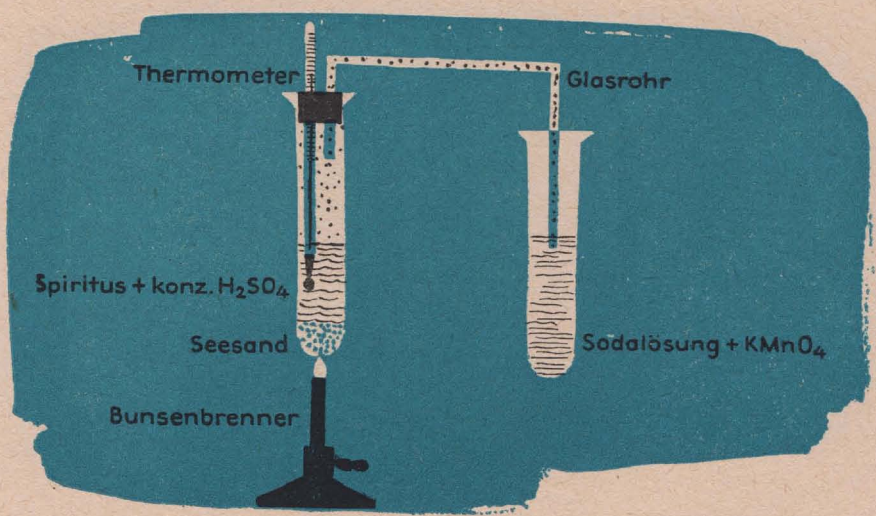
und



Für jeden der höheren Kohlenwasserstoffe sind noch viel mehr Strukturmöglichkeiten gegeben. So hat man ausgerechnet, daß von $C_{10}H_{22}$ bereits 75, von $C_{13}H_{28}$ 802 und von $C_{20}H_{42}$ sogar 366 319 verschiedene Strukturen möglich sind. Allgemein bezeichnet man in der organischen Chemie Verbindungen, die sich nur in der Struktur, dagegen nicht in der Zusammensetzung unterscheiden, als Isomere. Normalerweise überwiegen jedoch sowohl in der Natur als auch für die Anwendungen die geradlinigen Kohlenwasserstoffe.

Äthen – ein ungesättigter Kohlenwasserstoff

Kennzeichnend für die Kohlenwasserstoffe der Alkanreihe ist, daß alle freien Kohlenstoffverbindungen mit Wasserstoffatomen besetzt sind. Man spricht deshalb auch von gesättigten Kohlenwasserstoffen. Im Gegensatz dazu enthalten ungesättigte Kohlenwasserstoffe weniger Wasserstoff. Die noch freien Bindungen der Kohlenstoffatome schließen sich dann untereinander zu Doppel- oder Dreifachbindungen zusammen. Das wird in den Strukturformeln durch zwei oder drei Striche zwischen den betreffenden Kohlenstoffatomen angedeutet. Die ungesättigten Kohlenwasserstoffe bilden natürlich gleichfalls homologe Reihen, wenn man sie nach wachsender Zahl von Kohlenstoffatomen ordnet. Die einfachsten und zugleich technisch wichtigsten ungesättigten Kohlenwasserstoffe enthalten je eine Doppelbindung beziehungsweise eine Dreifachbindung im Molekül. Sie werden als Alkene und als Alkine bezeichnet.



Die einfachsten Vertreter der beiden Reihen sind das Äthen und das Äthin. Ihre Formeln lauten:

$H_2C=CH_2$ — Äthen

$HC\equiv CH$ — Äthin

Äthen und Äthin sind die wichtigsten Zwischenprodukte der technischen organischen Chemie. Während Äthen heute vorwiegend aus Erdöl gewonnen wird, bildet sich Äthin, das wir später noch näher untersuchen werden, aus Kalziumkarbid und Wasser.
Hier geht es uns zunächst darum, das Verhalten ungesättigter Verbindungen zu studieren. Wir wählen dazu das Äthen, das sich bequem aus Alkohol und Schwefelsäure herstellen läßt.

Herstellung und Eigenschaften von Äthen

Aus zwei Reagenzgläsern, einem doppelt durchbohrten Gummistopfen, der sehr gut passen muß, und einem gebogenen Glasrohr sowie einem Thermometer (bis 250 °C) setzen wir die nebenstehende einfache Versuchsanordnung zusammen.

Nun geben wir in das eine Reagenzglas zuerst 2 ml Brennspiritus und fügen 5 ml konzentrierte Schwefelsäure vorsichtig in kleinen Portionen hinzu (Schutzbrille tragen!). Die Mischung erhitzt sich dabei sehr stark, und wir spüren bereits einen aromatischen Geruch, der vorwiegend von etwas Äthen herrührt. Eventuell geben wir noch 1 bis 2 g reinen Sand (Seesand) in das Glas, wodurch die Reaktion beschleunigt wird. Wir können aber auch darauf verzichten.
In das zweite Reagenzglas füllen wir 5 bis 10 ml 10 %ige Sodalösung und einige Tropfen Kaliumpermanganatlösung. Die gesamte Lösung soll kräftig violett, aber nicht zu dunkel gefärbt sein. Sie trägt den Namen „Baeyers Reagens".
Nun setzen wir die Anordnung zusammen und erhitzen mit dem Bunsenbrenner, bis das Thermometer, das in die Mischung eintauchen soll, 150 bis 170 °C anzeigt.
Dem Glasrohr entströmt nun das gasförmige, süßlich-aromatisch duftende Äthen. Wir leiten es in Baeyers Reagenz ein und beobachten nach kurzer Zeit eine Entfärbung der Lösung, wobei braunes Manganoxidhydrat ausflockt. Wer etwas elementares Brom besitzt, kann ein bis zwei Tropfen in 5 ml Wasser lösen und in dieses „Bromwasser" Äthan einleiten. Die gelblichbraune Färbung verschwindet.
Dabei können wir das noch entstehende Äthen am Glasrohr entzünden. Es brennt mit leuchtender, schwach rußender Flamme.

Ungesättigte Kohlenwasserstoffe sind im Gegensatz zu den gesättigten sehr reaktionsfreudig. Im vorliegenden Versuch wurde Äthen durch den Sauerstoff des Kaliumpermanganats oxydiert, während das Kaliumpermanganat selbst dabei reduziert wurde.
Die gleiche Reaktion mit Baeyers Reagens geben auch die meisten anderen ungesättigten Verbindungen. Die Reaktionsfreudigkeit dieser Stoffe ist dadurch zu erklären, daß die Doppel- oder Dreifachbindungen zu Einfachbindungen aufgespalten werden. Dabei lagern sich an die freien Bindungen Atome oder Atomgruppen an, zum Beispiel Sauerstoff oder Brom.
Die technische Bedeutung von Äthen und Äthin beruht ebenfalls darauf, daß diese Kohlenwasserstoffe im Gegensatz zu den Alkanen leicht verschiedene chemische Reaktionen eingehen. Infolgedessen lassen sich zahlreiche organische Verbindungen aus Äthen und Äthin aufbauen.

Elementnachweis in organischen Stoffen

Die meisten organisch-chemischen Verbindungen bestehen vorwiegend aus Kohlenstoff und Wasserstoff, die bisher besprochenen Kohlenwasserstoffe enthalten sogar nur diese beiden Elemente. In den übrigen organischen Verbindungen, von denen wir noch zahlreiche Beispiele kennenlernen werden, finden sich noch ein oder mehrere andere Elemente, am häufigsten Sauerstoff, Halogene (Chlor, Brom, Jod), Stickstoff und Schwefel.
Die nachstehenden einfachen Reaktionen ermöglichen in vielen Fällen einen qualitativen Nachweis von Stickstoff, Halogen und Schwefel.

Prüfung auf Stickstoff

Zur Prüfung auf Stickstoff erhitzen wir eine kleine Menge der Probe in einem Reagenzglas mit einem Überschuß von Natronkalk. (Notfalls etwas trockenes Ätznatron mit gebranntem Kalk mischen.) Wir achten darauf, daß im oberen Teil des Gläschens keine Reste des Natronkalks haften. Wir verschließen das Glas mit einem losen Wattepfropfen, auf den ein angefeuchteter Streifen rotes Lackmuspapier gelegt wird. Über der kleinen Bunsenflamme erhitzen wir erst schwach, dann stärker. Eine Blaufärbung des Indikatorpapiers zeigt Stickstoff an. Das beruht darauf, daß organisch gebundener Stickstoff durch Erhitzen mit Natronkalk oder konzentrierter Schwefelsäure häufig in Ammoniak umgewandelt wird.

Nachweis von Halogen

Halogen läßt sich in organischen Verbindungen in vielen Fällen durch die Beilstein-Probe erkennen. Wir befestigen in der Öse eines starken, blanken Kupferdrahtes eine sehr kleine poröse Tonscherbe (etwa ein Siedesteinchen aus Ton). Wir glühen nun in der nichtleuchtenden Flamme eines Bunsenbrenners, bis eine anfängliche Grünfärbung verschwindet. Danach tauchen wir die Öse in die zu prüfende Flüssigkeit oder bestreuen sie mit der festen Probe. Bringen wir den Draht nun erneut in die nichtleuchtende Bunsenflamme, so wird das Vorhandensein von Halogen durch eine grüne (Jod) oder bläulichgrüne (Chlor, Brom) Flammenfärbung angezeigt. Die Probe ist allerdings so empfindlich, daß Halogen häufig noch nachgewiesen wird, wenn es in dem untersuchten Stoff nur als Verunreinigung vorliegt. Einige Verbindungen (Ameisensäure, Benzoesäure und verschiedene anorganische Stoffe) stören die Reaktion, weil sie die Flamme ebenfalls grün färben.

Prüfung auf Schwefel

Schwefel wird gewöhnlich durch Glühen mit metallischem Natrium in Sulfid übergeführt, das dann mit Nitroprussidnatrium nachgewiesen wird. Wir wählen einen anderen Weg, um das schwer erhältliche und gefährliche Natrium zu umgehen.

Eine Messerspitze der Probe wird in einer kleinen Porzellanschale mit wenig konzentrierter oder — besser — rauchender Salpetersäure übergossen. Nun wird unter dem Abzug oder im Freien die Säure durch kräftiges Erhitzen „abgeraucht". Wir übergießen den Rückstand nochmals mit Salpetersäure und rauchen wiederum ab. Der Rückstand wird nun in Wasser gelöst und gegebenenfalls die Lösung filtriert. Mit Bariumchloridlösung bildet sich ein Niederschlag von unlöslichem Bariumsulfat, wenn in der Probe Schwefel zugegen war.

Mit diesen Reaktionen prüfen wir nun verschiedene organisch-chemische Proben auf den Gehalt an N, S oder Cl. Wir schlagen vor, „Fleckenwasser", ein Motten- oder Schädlingsbekämpfungsmittel, Reste eines Arzneimittels, ein Stückchen Fisch, etwas Wolle, verschiedene Kunststoffproben usw. zu untersuchen.

Sauerstoff läßt sich in organischen Verbindungen nur indirekt erfassen, wenn der Gehalt an den anderen Elementen quantitativ bestimmt worden ist. Die quantitative Analyse der Kohlenstoffverbindungen — meist „Elementaranalyse" genannt — wurde von Liebig begründet und seit-

her zu höchster Vollkommenheit entwickelt. Heute ist es möglich, den genauen prozentualen Gehalt an den verschiedenen Elementen zu bestimmen, wenn nur 1 mg des Stoffes zur Verfügung steht. So konnte auch die Zusammensetzung sehr seltener Naturstoffe (Hormone, Wuchsstoffe, Schmetterlingsfarbstoffe) ermittelt werden. Aus der Zusammensetzung erhält man die Bruttoformel, wenn das Molekulargewicht bestimmt wird. Schließlich ist es das Ziel des organischen Chemikers, die genaue Strukturformel oder „Konstitution" aufzuklären. Dazu muß er die chemischen Eigenschaften des unbekannten Stoffes gründlich studieren. Hierzu gehören das Verhalten gegen Reagenzien, die Untersuchung verschiedenartiger Abbau-, Umwandlungs- und Zersetzungsprodukte usw. Häufig sind jahrelange Bemühungen nötig, bevor die Strukturformel einer komplizierten Verbindung sichergestellt ist. Auch heute sind noch bei weitem nicht die Strukturformeln aller bekannten Kohlenstoffverbindungen ermittelt worden.

Kohle – Koks – Teer – Gas

Die Kohle ist in rohem Zustand, in dem sie in der Natur gefunden wird, für die chemische Industrie nicht unmittelbar verwertbar. Sie muß zunächst veredelt werden. Dabei wird Kohle in möglichst reinen Kohlenstoff und Kohlenwasserstoffe umgeformt.

Einer der größten Kohlenverbraucher ist die Hüttenindustrie. Hier dient die Kohle in den Hochöfen als Heizmaterial und als Reduktionsmittel, um die oxidischen Erze zu zerlegen. Rohe Stein- oder gar Braunkohle wären hierfür völlig ungeeignet, denn die Öfen würden verteeren. Deshalb konnte man früher zur Eisengewinnung nur die besonders reine Holzkohle verwenden. Erst zu Beginn des 19. Jahrhunderts lernte man Steinkohle zu „verkoken" und den Koks zur Gewinnung von Eisen einzusetzen. Braunkohlenkoks wird erstmalig seit einigen Jahren in der Deutschen Demokratischen Republik mit Erfolg für die Eisenverhüttung herangezogen.

Zur Herstellung von Kohlenwasserstoffen und anderen organisch-chemischen Verbindungen benötigt die chemische Industrie entweder ebenfalls Koks, oder sie geht vom Teer aus, der bei der Gewinnung des Kokses als Nebenprodukt anfällt.

Schließlich sind auch Gase, die aus Kohle gewonnen werden, wichtige Zwischenprodukte der organischen Chemie und — wie uns das Stadtgas beweist — hochwertige Brennstoffe.

Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über sehr reiche Braunkohlenvorräte, während Steinkohle zum größten Teil importiert werden muß. Infolgedessen konzentriert sich unsere Kohleveredlungsindustrie vorwiegend auf die Verarbeitung von Braunkohle.

Frisch abgebaute Braunkohle — sogenannte Rohkohle — enthält 45 bis 55 % Wasser. Sie ist deshalb nicht einmal als Brennstoff geeignet, denn

beim Verheizen geht der größte Teil der Wärmeenergie für die Verdampfung des Wassers verloren. Durch Trocknen an der Luft sinkt der Wassergehalt auf 15 bis 25 %, und Braunkohlenbriketts enthalten sogar nur noch 10 bis 18 % Wasser. Die Verarbeitung der Rohkohle geht fast ausschließlich von Briketts aus.

Briketts werden durch „trockene Destillation", das heißt durch Erhitzen unter Luftabschluß und Auffangen der entweichenden Gase und Dämpfe in Koks, Teer und Gas zerlegt.

Zwei Verfahren der Verkokung von Braunkohle werden durchgeführt. Beim älteren Verfahren, der sogenannten Verschwelung, erhitzt man die Braunkohle nur auf 500 bis 600 °C, wobei wertvolle Kohlenwasserstoffe entweichen. Der Schwelkoks ist jedoch ziemlich locker und für die Metallurgie nicht geeignet. Er wird zu Kohlenwasserstoffen verarbeitet. Im Gegensatz dazu liefert das von den Chemikern Bilkenroth und Rammler entwickelte Verfahren der Hochtemperaturverkokung zwar komplizierter zusammengesetzte Teerstoffe, jedoch einen Koks, der in besonders entwickelten Niederschachtöfen zur Eisengewinnung herangezogen werden kann.

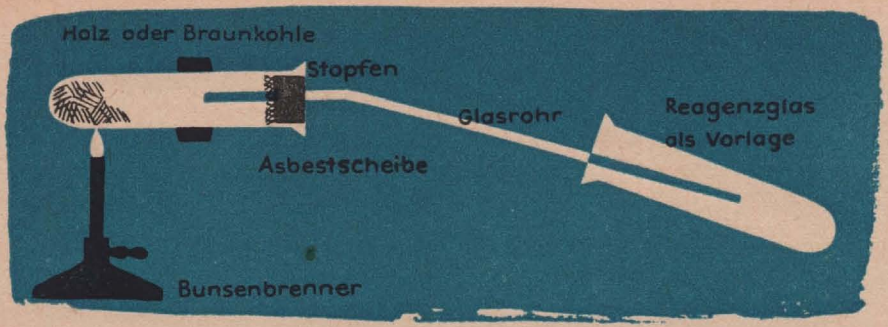
Braunkohlen-Hochtemperaturkoks (BHT-Koks) ist das wichtigste Erzeugnis der neuerrichteten Großkokerei Lauchhammer. Außer für die Hüttenindustrie dient er auch anderen Industriezweigen in zunehmendem Maße als wertvolles Ausgangsprodukt und als Brennmaterial.

Die Verkokung von Steinkohle und die Hochtemperaturverkokung von Braunkohle erfordern Temperaturen von 1000 °C und mehr. Wir können sie daher nicht selbst durchführen. Die Verschwelung von Braunkohle dagegen können wir nachahmen. Das gilt auch für die Trockendestillation von Holz, die noch in bescheidenem Umfang vorgenommen wird. Da sich die trockene Destillation von Holz leicht durchführen läßt und wir an diesem Vorgang bereits alle wichtigen Einzelheiten der übrigen Verfahren studieren können, wollen wir damit beginnen.

Wir bauen uns eine Verschwelungsanlage

Im bescheidensten Umfang läßt sich die trockene Destillation von Holz sowie die Verschwelung von Braunkohle bereits im Reagenzglas durchführen. Wer also nur über einfache Hilfsmittel verfügt, kann viele der im folgenden besprochenen Erscheinungen mit der nebenstehenden Destillieranordnung studieren.

Etwas größere Destillatmengen, die sich weiterverarbeiten lassen, erhalten wir jedoch nur, wenn wir eine Destillierblase von wenigstens 1 l Inhalt verwenden.



Unser erstes Problem ist also die Beschaffung und Zurichtung eines hierfür geeigneten Gefäßes. Am besten eignet sich eine Retorte aus Eisen, die in vielen Schulsammlungen vorhanden sein wird.

Verwendbar ist aber auch jedes geschlossene Eisengefäß, wenn es nicht verlötet ist und wenn die Öffnung durch einen nicht zu großen Stopfen verschlossen werden kann, also verschweißte Flaschen aus Eisenblech (kleine Gasflaschen), nicht zu weite Rohre mit angeschweißtem Boden, Eisenblechbüchsen, sogar alte emaillierte Kaffeekannen, deren Deckel wir mit einer durch einen Stopfen verschließbaren Öffnung versehen und festschweißen lassen.

Mit einiger Mühe werden wir sicher auf einem Schrottplatz, in einer mechanischen Werkstatt oder in einer MTS etwas Geeignetes finden. Vielleicht hilft uns auch der Betrieb, in dem wir unseren polytechnischen Unterricht durchführen.

Sobald wir etwas Passendes gefunden haben, reinigen wir das Gefäß erst einmal gründlich mit Flaschenbürste, heißem Wasser und Scheuersand, denn Reste von Benzin oder anderen brennbaren Flüssigkeiten könnten unliebsame Überraschungen bereiten. Nun wird sicherheitshalber erst noch die Wärmebeständigkeit geprüft, indem wir auf dem Gasherd, mit dem Gebläse oder in der Kohlenglut des Küchenherdes bis zur Rotglut erhitzen. Wenn sich danach keine Löcher zeigen und keine Nahtstellen aufplatzen, ist unser Gefäß als Destillierblase verwendbar.

Nun benötigen wir einen Verschluß für die Öffnung, der ausreichend temperaturbeständig sein muß und durch den ein Glasrohr zur Weiterleitung der Destillationsprodukte hindurchgeführt wird. Flaschenartige Gefäße verschließen wir am besten mit einem Gummistopfen, dessen untere Seite zur besseren Temperaturbeständigkeit mit einer Scheibe aus Blech oder Asbestpappe abgedeckt wird. Natürlich muß diese Scheibe die gleiche Bohrung für das Glasrohr erhalten wie der Stopfen. Größere Öffnungen, etwa von einseitig verschlossenen Rohren, können wir auch durch einen gut gearbeiteten, am Rande konischen Holz-

stopfen abdichten, den wir uns selbst anfertigen können. Nach unten wird wiederum mit einer Blech- oder Asbestscheibe abgedeckt. Das Glasrohr können wir mit etwas Gummischlauch einpassen, und am Rande zwischen Holzwand und Metallrohr legen wir rings um die Holzscheibe einen dünnen Streifen aus Aluminiumblech oder einem anderen weichen und bis 500 °C beständigen Material. Den Holzverschluß können wir allerdings nur wenige Male verwenden, und wir müssen ihn vor jedem Versuch durch vorsichtiges Schlagen mit dem Hammer recht fest einpassen. Einige Leser werden vielleicht auch noch andere Möglichkeiten ersinnen. Es empfiehlt sich jedoch auf alle Fälle, mit der fertigen Apparatur einen „Leerversuch" ohne Füllung mit Kohle oder Holz durchzuführen, damit ein Entweichen der Dämpfe beim Versuch selbst erspart bleibt.

Schließlich eignet sich als Destillierblase in beschränktem Maße auch ein Glaskolben aus schwerschmelzbarem Glas, der allerdings höchstens auf 500 °C erhitzt werden darf. Außerdem bleiben bei der trockenen Destillation Kohlenstoffverunreinigungen zurück, die kaum wieder vollständig beseitigt werden können.

Jetzt brauchen wir noch eine genügend starke Heizung, um unsere Destillierblase auf eine ausreichende Temperatur zu erhitzen. Eine vollständige Verschwelung läßt sich nur bei etwa 500 °C, also bei dunkler Rotglut, erzielen. Für eine unvollständige Verschwelung genügen notfalls auch 350 bis 400 °C. Ein einfacher Bunsenbrenner entwickelt hierfür nicht genügend Wärmeleistung, da sich die Wärme über das verhältnismäßig große Verschwelungsgefäß verteilt. Eisengefäße von etwa 1 l Inhalt können wir jedoch durch anhaltendes Erhitzen mit einem möglichst kräftigen Haushaltgasbrenner zumindest im unteren Teil auf die erforderliche Temperatur bringen. Ebensogut bewährt sich eine Gebläselampe, die wir bei voll geöffneter Gaszufuhr zunächst ganz ohne Luft und später bei mäßiger Luftzufuhr mit großer Flamme brennen lassen. Schließlich gelingt es uns auch, auf dem guten alten Kohlenküchenherd die Verschwelung durchzuführen, wenn wir das Destilliergefäß direkt mit den Flammen in Berührung bringen und genügend stark einheizen. Wenn Glaskolben als Verschwelungsgefäße benutzt werden, empfiehlt es sich, diese in einen großen Eisentopf zu stellen, dessen Boden mit etwa 1 cm Sand bedeckt ist. Ein Zerspringen wird dadurch fast sicher vermieden. Als Kühlvorrichtung benutzen wir am besten ein einfaches, nicht zu dünnes Glasrohr, das eng mit einer Schlange aus dünnem Bleirohr bewickelt wird. Durch dieses Bleirohr lassen wir Wasser strömen.

Selbst wenn wir einen Liebig- oder gar einen Kugelkühler besitzen, wollen wir ihn für die Verschwelung nicht benutzen, denn die bei

trockenen Destillationen entstehenden Verunreinigungen sind nur sehr schwierig und mit großem Aufwand zu beseitigen. Als Vorlage verwenden wir einen — ebenfalls nicht gerade neuen — Weithals-Erlenmeyerkolben von etwa 250 ml Inhalt oder auch eine ähnlich geformte alte Milchflasche. Wir verschließen die Vorlage mit einem Gummistopfen, durch den das gekühlte Glasrohr von der Destillierblase und ein etwas dünneres, winklig gebogenes Glasrohr zur Ableitung der brennbaren Gase und Dämpfe geführt werden.
Die Vorlage stellen wir in eine Schüssel mit Wasser und lassen während des Versuches stets etwas kaltes Wasser darüber hinwegfließen. Nach Abschluß all dieser Vorbereitungen, die uns sicher einige Mühe gekostet haben, können wir die erste Verschwelung ansetzen.

Trockene Destillation von Holz

Den besten Holzteer erhält man aus möglichst trockenem Buchenholz. Andere Laubhölzer liefern jedoch ähnliche Produkte, während Nadelhölzer wegen ihres hohen Harzgehaltes einen etwas anderen Teer ergeben. Den technischen Bedingungen der Destillation von Buchenholz kommen wir am nächsten, wenn wir das gut ausgetrocknete Holz alter Möbelstücke verwenden. Versuchen wir also, ein Stück von Urgroßmutters altem Schrank, den der Vater ohnehin schon längst zerhacken wollte, für unsere Zwecke zu erhalten. Wir zerkleinern das Holz durch Spalten, Zersägen usw. in kleine Würfel von etwa 1 cm Kantenlänge oder höchstens fingergliedgroße Scheite und füllen damit unsere Retorte.

Nun wird die Anordnung zusammengebaut und die Heizung sowie die Kühlung in Gang gesetzt. Schon nach verhältnismäßig kurzer Zeit nehmen wir bei vorsichtigem Riechen am Gasaustrittsröhrchen den charakteristischen, nicht unangenehmen Geruch von angesengtem Holz wahr. Wenig später sammeln sich in der Vorlage die ersten Tropfen des Destillats. Aus dem Glasröhrchen treten nun Gase (hauptsächlich Kohlendioxid und Methan) aus, die wir verbrennen, indem wir einen Brenner an der Öffnung des Röhrchens aufstellen. Später brennen die Schwelgase auch selbständig mit leuchtender Flamme. Da die Gase aufdringlich riechen und gesundheitsschädigende Stoffe (Kohlenoxid) enthalten, sorgen wir für eine kräftige Lüftung.

Die Destillation wird mindestens eine Stunde lang fortgesetzt. Zuletzt müssen wir sehr kräftig erhitzen, damit das Holz vollständig verkohlt. Gegen Ende des Versuches geht vor allem Holzteer über, der in der Vorlage weiße Nebel bildet. Das Destillat teilt sich in eine bräunlich-

wäßrige Flüssigkeit und in den Teer. Wenn nichts mehr überdestilliert, brechen wir den Versuch ab. Das Schwelgefäß öffnen wir erst nach dem Erkalten, denn die hoch erhitzte Holzkohle entzündet sich leicht von selbst, wenn sie mit der Luft in Berührung kommt.

Aus 100 g Holz erhält man etwa 35 g Holzkohle und 45 ml Destillat, während der Rest als Gas entweicht.

Die Holzkohle pulverisieren wir und heben sie in einer Flasche auf. Wir können sie als Entfärbungskohle verwenden. Für diesen Zweck wird sie auch in der Technik — vor allem in der Zuckerindustrie — benötigt.

Vom Destillat trennen wir den Holzteer durch vorsichtiges Abgießen oder Abhebern und Filtrieren. Die wäßrige Flüssigkeit reagiert mit Lackmuspapier stark sauer. Sie enthält etwa 10 bis 12 % Essigsäure und wird daher als Holzessig bezeichnet. Außerdem sind darin 2 bis 4 % Methanol sowie kleine Mengen Azeton und andere Stoffe enthalten. Der Holzteer ist sehr kompliziert zusammengesetzt. Er findet eine wichtige Anwendung zum Dichten (Kalfatern) von Booten sowie zur Imprägnierung von Holz (Eisenbahnschwellen, hölzernes Brückenpflaster usw.) gegen Fäulnis. Durch Destillation läßt sich Holzteer in flüssige „Kreosotöle" und in „Teerpech" zerlegen, die gleichfalls vielseitig verwendet werden. So lassen sich Wurstwaren durch Behandeln mit Kreosotdämpfen „räuchern" und damit vor Fäulnis schützen.

Birkenholzteer, der speziell in der Sowjetunion gewonnen wird, dient zum Imprägnieren des echten Juchtenleders, dem er einen charakteristischen Geruch verleiht.

Zur weiteren Aufarbeitung füllen wir den Holzessig in einen Kolben, den wir mit einem Fraktionieraufsatz verschließen. In den Aufsatz stecken wir ein Thermometer, das die Temperatur der Dämpfe kontrolliert. Wir bringen noch eine einfache Kühlvorrichtung (Liebigkühler oder aufgewickeltes Bleirohr) zur Kondensation der Dämpfe an und erwärmen den Kolben vorsichtig auf dem Wasserbad. Als Vorlage wird zunächst ein kleines Reagenzgläschen angesetzt. Bei 80 bis 85 °C gehen allmählich wenige Tropfen einer hellen Flüssigkeit über. Sie bestehen vorwiegend aus dem giftigen Methanol, das bereits bei 64,7 °C siedet, sowie aus kleinen Mengen Azeton und anderen Stoffen. Wir heben diesen „Holzgeist" gut verschlossen auf, da wir ihn später noch benötigen.

Wenn bei 85 °C nichts mehr übergeht, unterbrechen wir die Destillation, nehmen das Wasserbad fort und erhitzen mit Bunsenbrenner und Drahtnetz zum Sieden. Nach einiger Zeit destillieren Wasser und Essigsäure ab, während die im Holzessig gelösten Teerbestandteile (Phenole, Kreosot) zurückbleiben. Wenn ungefähr drei Viertel der Flüssigkeit überdestilliert sind, beenden wir den Vorgang und fügen zum Destillat

so lange Kalk hinzu, bis Lackmuspapier nicht mehr gerötet wird. Der Kalk verbindet sich mit der Essigsäure zu dem gut löslichen Kalziumäthanat, dem Kalziumsalz der Essigsäure. Die Lösung wird filtriert und vorsichtig eingedampft, bis das Kalziumäthanat als graues Pulver zurückbleibt. Zuletzt darf nicht zu hoch erhitzt werden, da sich sonst das Kalziumäthanat — in der Technik als „Graukalk" bezeichnet — vorzeitig zersetzt. Wir bewahren den Graukalk auf und werden später daraus Essigsäure und Azeton herstellen. Wer den Holzessig nicht erst destillieren will, kann auch sofort neutralisieren und eindampfen. Der Graukalk ist dann freilich stark mit Phenolen verunreinigt.
In der Technik trennt man die Essigsäure heute nicht mehr auf dem Umweg über den Graukalk ab, sondern man extrahiert sie unmittelbar mit organischen Lösungsmitteln, die sich mit Wasser nicht mischen. Beim Schütteln mit solchen Lösungsmitteln geht die Essigsäure aus der wäßrigen Lösung in das Lösungsmittel über.

Verschwelung von Braunkohle

In einem weiteren Versuch beschicken wir unser Schwelgefäß mit erbsengroßen Stückchen eines zerkleinerten Braunkohlenbriketts. Zur Verschwelung erhitzen wir nach Möglichkeit noch stärker als bei der trockenen Destillation von Holz. Im übrigen verläuft der Versuch jedoch ganz analog. Nach kurzer Zeit bemerken wir wiederum einen charakteristischen Geruch, der an „schwelende" Briketts erinnert. Die entweichenden Gase werden, wie oben beschrieben, zuerst in der Flamme eines Brenners und später selbständig verbrannt. Sie enthalten neben Methan, Kohlendioxid und Ammoniak (Reaktion mit Glasstab, der in Salzsäure getaucht wurde) das giftige Kohlenoxid in kleinen Mengen.

In der Vorlage sammeln sich eine bräunliche Flüssigkeit, das Schwelwasser, sowie braunschwarzer Teer und Rohparaffin, das sich an der Glaswand der Vorlage als gelbbräunliche Schicht niederschlägt. Aus 250 g Braunkohle erhalten wir etwa 15 bis 25 g Teer und Rohparaffin sowie etwa 40 ml Schwelwasser. Im Schwelgefäß, das wir wegen der Gefahr einer Selbstentzündung wiederum erst nach dem völligen Erkalten öffnen, bleibt der „Grudekoks" zurück. Im Gegensatz zum Steinkohlenkoks und zum Braunkohlen-Hochtemperaturkoks ist er bröcklig und nicht für die Eisenverhüttung geeignet. Trotzdem ist Grudekoks ein hervorragendes Heizmaterial, das in speziellen Öfen für die Raumheizung sowie in großem Umfang in Kraftwerken verwendet wird. Außerdem wird Grudekoks in den Winkler-Generatoren für die Erzeugung von Synthese- und Heizgasen verwendet.

Das Destillat trennen wir durch Abgießen zunächst in das Schwelwasser und in das Teer-Paraffin-Gemisch, das wir mit einem alten Löffel aus der Vorlage herauskratzen.

Im Schwelwasser, das wir für spätere Versuche aufheben, sind vor allem Phenole gelöst. Auf dem Schwelwasser schwimmen Benzin- und Leichtöltröpfchen.

Der Teer und das Paraffin bestehen vorwiegend aus gesättigten Kohlenwasserstoffen sowie aus Phenolen und Kreosot. Durch Zusatz der doppelten Menge Äthanol (Brennspiritus), gründliches Rühren und Abgießen der Alkohollösung lassen sich die Phenole, die sich im Gegensatz zu den Kohlenwasserstoffen gut in Alkohol lösen, weitgehend abtrennen. Zurück bleibt ein weiches Kohlenwasserstoffgemisch. Es enthält neben etwas Alkohol flüssige und feste Kohlenwasserstoffe der Paraffinreihe. Durch fraktionierte Destillation können daraus Benzin, Mittelöle, Weich- und Hartparaffin hergestellt werden. Wir wollen uns jedoch mit dem Gemisch begnügen, das wir später zu Fettsäuren (siehe Seite 275) oxydieren werden.

Die Verschwelung und die Hochtemperaturverkokung von Braunkohle liefern, wie wir sahen, brennbare Gase, Teer sowie Schwel- oder Hochtemperaturkoks.

Der Anfall an Schwelgasen reicht trotz des gewaltigen Umfangs unserer Schwelanlagen bei weitem nicht aus, um den Bedarf der Industrie an Heizgasen zu decken. Deshalb gewinnt man in vielen kohleverarbeitenden Betrieben sogenanntes Luft- oder Generatorgas, indem Kohle unvollständig oxydiert wird.

$$C + {}^1/_2\, O_2 \longrightarrow CO;\ Q = -29{,}3\ \text{kcal}$$

Dieses Gas, das natürlich noch den unverbrauchten Luftstickstoff enthält, wird dann verbrannt.

$$CO + {}^1/_2\, O_2 \longrightarrow CO_2;\ Q = -67{,}7\ \text{kcal}$$

Die unvollständige Verbrennung von Kohle zu Kohlenmonoxid kann in jedem Stubenofen unfreiwillig erfolgen, wenn der Ofen zu zeitig zugeschraubt wird. Da Kohlenmonoxid sehr giftig ist, sind schon viele Unglücksfälle durch dieses „Kohlengas" verursacht worden.

In der Technik wird Rohbraunkohle oder Schwelkoks in großen Generatoren vergast, wozu heute kontinuierlich arbeitende Anlagen dienen. Im Gasgenerator wird an der Eintrittsstelle der Luft zunächst unter vollständiger Verbrennung Kohlendioxid gebildet. In der darüberliegenden, mehr als 1000 °C heißen Kohleschicht wird das Kohlendioxid wegen Sauerstoffmangels zum Kohlenmonoxid reduziert. Der gesamte Prozeß läuft selbständig ab, da auch die Teilverbrennung von

Kohlenstoff nach der obigen Gleichung eine positive Wärmetönung besitzt. Diese Wärme reicht aus, um die Kohle auf der erforderlichen hohen Temperatur zu halten.
Die Bildung von Wassergas erfordert dagegen zusätzlichen Wärmeaufwand. Wassergas entsteht durch Einwirkung von Wasserdampf auf weißglühenden Kohlenstoff.

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2$$

Auch Wassergas wird heute meist im kontinuierlichen Betrieb erzeugt, wobei durch Einblasen von reinem Sauerstoff ein Teil der Kohle verbrannt wird, so daß die gesamte Wärmetönung positiv ist.
Wassergas ist ein Gemisch aus Kohlenmonoxid und Wasserstoff sowie eventuell Kohlendioxid. Für gewöhnliche Heizzwecke ist Wassergas zu teuer. Wegen seiner hohen Wärmetönung verwendet man es zur Erzeugung sehr hoher Temperaturen (zum Schweißen) und auch als wertvollen Zusatz zum Stadtgas. Für die organisch-chemische Technik ist Wassergas eines der wichtigsten Ausgangsprodukte. Als sogenanntes Synthesegas dient es zur Benzinsynthese und zur Methanolsynthese. Auch der Wasserstoff für die Ammoniaksynthese wird aus Wassergas gewonnen.

Karbid – noch immer wichtig

Wir alle kennen das Kalziumkarbid. Wir wissen auch, daß sich aus Kalziumkarbid und Wasser ein brennbares Gas bildet, das vielfach zum „autogenen Schweißen" Verwendung findet. Die früher üblichen Fahrrad-, Motorrad- oder gar Autolampen, die mit Kalziumkarbid beschickt wurden, sind dagegen zu Museumsstücken geworden. Kalziumkarbid besitzt die Formel CaC_2. Es bildet sich aus gebranntem Kalk und Koks bei Reaktionstemperaturen um 2000 °C.

$$CaO + 3\,C \longrightarrow CaC_2 + CO$$

Die Gewinnung von Kalziumkarbid

Wer in Arbeitsgemeinschaften experimentiert und einen kleinen Lichtbogenofen sowie die erforderliche Stromquelle zur Verfügung hat, kann sich kleine Mengen von Kalziumkarbid herstellen. Dazu geben wir in einen kleinen Graphittiegel oder in eine ausgehöhlte starke

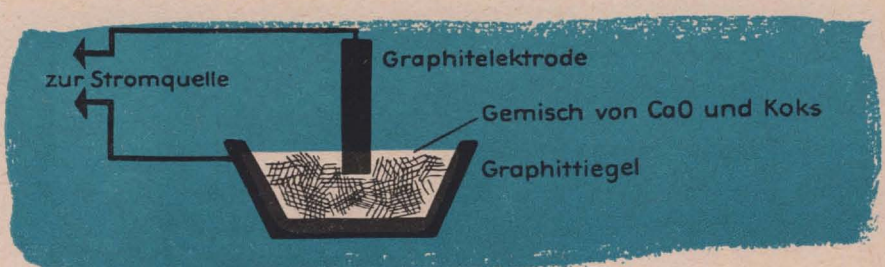
Kohleelektrode eine Mischung aus gleichen Teilen Kalziumoxid (gebranntem Kalk) und stecknadelkopfgroßen Koksstückchen. Die überschüssige Kohle verbrennt mit dem Luftsauerstoff. Die Versuchsanordnung zeigt die nebenstehende Abbildung.
Nun wird der Lichtbogen entzündet, indem wir die obere Elektrode mit der Mischung in Berührung bringen. Durch die Kohlestückchen leitet die Mischung den elektrischen Strom. Wir lassen den Bogen nun 20 bis 30 Minuten lang mit der größtmöglichen Stromstärke brennen. Die Augen sind mit einer sehr dunklen Brille (Schweißerbrille) vor dem grellen Licht des Bogens zu schützen.
Die erkaltete Mischung bildet eine Schmelze, in der sich kleine Karbidstückchen befinden, wenn der Versuch erfolgreich verlaufen ist. Wir prüfen das, indem wir die Schmelze in Wasser werfen und die eventuell entstehenden Gasblasen in einem umgekehrten, wassergefüllten Reagenzglas auffangen.
Wer keinen Lichtbogenofen besitzt, kann sich das Gas leicht aus käuflichem Kalziumkarbid herstellen. Wir füllen damit einige Reagenzgläser ganz, halb, zu einem Drittel usw. Wenn wir die Gläser entnehmen, läuft das Wasser ab, und bei teilweise mit Gas gefüllten Gläsern entstehen Gemische mit Luft. In diesen Fällen erfolgt beim Entzünden fast immer eine heftige Explosion.
Kalziumkarbid reagiert mit Wasser:

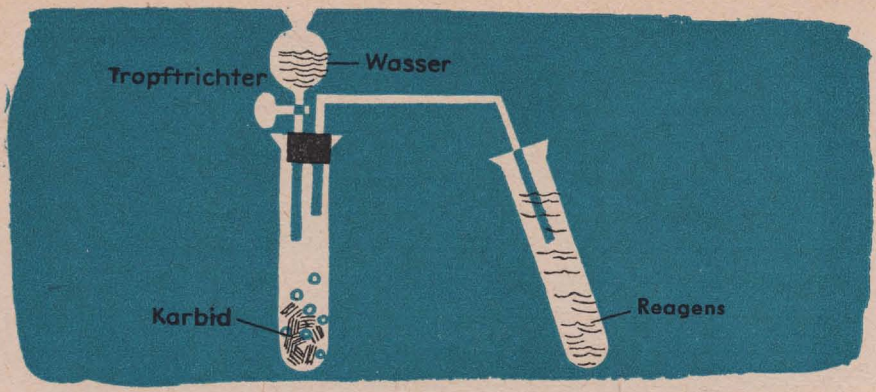
$$CaC_2 + 2\,H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

Dabei bildet sich neben Kalziumhydroxid (Karbidkalk) das Äthin, ein ungesättigter Kohlenwasserstoff mit Dreifachbindung. Infolge dieser Dreifachbindung ist Äthin sehr reaktionsfreudig.

Untersuchung von Äthin

Wir weisen den ungesättigten Charakter des Äthins mit Baeyers Reagens (siehe Seite 135) oder mit Bromwasser nach.
Dazu geben wir die Reagenzien in ein Reagenzglas, in das wir Äthin





einleiten. Wir entwickeln das Gas, indem wir einige Stückchen Kalziumkarbid in ein Reagenzglas geben. Das Rohr wird mit einem zweifach durchbohrten Gummistopfen verschlossen. Ein gebogenes Glasrohr führt in das Glas mit dem Reagens. In die andere Bohrung wird ein Trichterrohr gesteckt, das mit einem Glas- oder Quetschhahn verschlossen werden kann. Den Trichter füllen wir mit Wasser. Nach vorsichtigem Öffnen des Hahnes lassen wir ganz langsam Wasser auf das Karbid auftropfen. Wegen der Explosivität des Äthins führen wir den Versuch am Fenster oder unter dem Abzug durch und achten darauf, daß in der Nähe keine Flamme brennt.

Äthin, früher Azetylen genannt, ist in reinem Zustand ein Gas mit leicht betäubendem Geruch. Äthin aus technischem Karbid ist immer mit unangenehm riechendem, giftigem Phosphor- und Arsenwasserstoff verunreinigt. Äthin-Luftgemische explodieren, wenn sie 3 bis 70 % Äthin enthalten. Äthin löst sich sehr leicht in Azeton und kann in dieser Form in Stahlflaschen aufbewahrt und verschickt werden.

Äthin läßt sich in sehr viele Verbindungen umwandeln, die zum Teil eine erhebliche Bedeutung für die Produktion von Kunststoffen, künstlichem Kautschuk, Arznei- und Lösungsmitteln erlangt haben. So entsteht durch Anlagerung von Chlor an Äthin das Vinylchlorid, der Ausgangsstoff für die Erzeugung von PVC-Plasten. Viele andere Erzeugnisse erhält man über den Azetaldehyd, den wir noch kennenlernen.

Der größte Äthinproduzent der DDR und zugleich der größte Äthinverbraucher ist der VEB Chemische Werke Buna in Schkopau. Fast 90 % der rund 400 verschiedenartigen Erzeugnisse dieses Riesenbetriebes werden ganz oder teilweise aus Äthin aufgebaut. Außer dem Bunawerk produzieren der VEB Stickstoffwerk Piesteritz und der VEB Elektrochemie Hirschfelde große Mengen Kalziumkarbid.

Im Jahre 1936 wurden im Gebiet der heutigen DDR 206 000 t Karbid erzeugt; 1946 war die Jahresproduktion auf 30 000 t zurückgegangen,

doch schon 1951 war die Karbidproduktion auf 678 000 t gestiegen und erreichte 1955 mehr als 800 000 t. 1965 erzeugte das Bunawerk allein jährlich mehr als 800 000 t Karbid und wurde damit zum größten Karbidwerk der Welt!

Diese Zahlen belegen die hervorragende Stellung des Karbids und der Karbidchemie. In Zukunft wird die Karbidchemie jedoch mehr und mehr durch die in Schwedt und in Leuna II aufgebaute Petrolchemie verdrängt, denn petrolchemische Verfahren sind in den meisten Fällen ökonomisch günstiger. Der Hauptnachteil des Kalziumkarbids ist der außerordentlich hohe Elektrizitätsverbrauch bei seiner Herstellung. Ein einziger moderner Karbidofen im Bunawerk frißt 35 bis 50 Megawatt. Dabei sind ganze Batterien solcher Öfen in Betrieb. Mehr als 10 % der gesamten in der DDR gewonnenen Elektroenergie wird in den Karbidöfen verbraucht.

Einige von 500000 Verbindungen

Der junge deutsche Chemieprofessor Friedrich Wöhler stellte 1828 erstmalig eine organische Verbindung, den Harnstoff, synthetisch aus anorganischem Material her. Um die Mitte des vorigen Jahrhunderts berichtete dann der schwedische Chemiker Berzelius bereits von mehr als 100 Synthesen verschiedenartiger organischer Stoffe.

Tausende von Chemikern aller Nationen haben seitdem in zäher, mühevoller Arbeit immer wieder neue organische Stoffe aufgebaut oder aus Naturstoffen abgetrennt. Sie untersuchten ihre Eigenschaften und beschrieben sie in den Fachzeitschriften.

Bereits um die Jahrhundertwende waren etwa 50 000 verschiedene organische Verbindungen erforscht und größtenteils künstlich hergestellt worden. Bis 1930 erhöhte sich die Zahl auf 300 000, und heute schätzt man, daß weit mehr als 500 000 organische Verbindungen in reiner Form hergestellt und untersucht worden sind. Die Möglichkeiten aber sind noch längst nicht erschöpft. Täglich werden neue Stoffe aufgefunden und geprüft.

Der größte Teil der organischen Verbindungen hat keine technische Bedeutung erlangt. Viele von ihnen sind nur wenigen Chemikern aus eigener Anschauung bekannt. Trotzdem war die aufgewendete Mühe keineswegs umsonst; denn einige Stoffe entpuppten sich als wertvolle Farbstoffe, als Heilmittel oder als neuartige Werkstoffe. Nicht selten kommt es vor, daß ein Stoff, der schon seit Jahrzehnten bekannt ist und in der Fachliteratur beschrieben worden war, plötzlich große Bedeutung erlangt. In den letzten Jahren wurde beispielsweise die Wirksamkeit einiger komplizierter Verbindungen als Insektenvertilgungsmittel erkannt. Vielleicht wird morgen schon für andere Verbindungen, die vorläufig nur in verstaubten Fachzeitschriften erwähnt werden, eine An-

wendung als Farbstoff, Arzneimittel oder ähnliches gefunden und unter Umständen sogar große Bedeutung erlangen.
Wir wollen nun einige wenige technisch besonders wichtige Stoffe selbst herstellen und untersuchen. Spätere Kapitel werden uns mit weiteren organischen Stoffen bekannt machen.

Der Geist des Weines und seine Verwandten

Ordnung muß sein! Wer in die organische Chemie eindringt, verliert nur zu leicht die Übersicht, wenn er sich nicht vorher mit den Gruppen organischer Verbindungen und den wichtigsten Grundzügen der chemischen Fachsprache vertraut macht. Tatsächlich lassen sich die meisten organischen Verbindungen in Gruppen mit ähnlicher Struktur und ähnlichen Eigenschaften einteilen. Außerdem haben die Chemiker aus lateinischen und griechischen Wortstämmen und einem beträchtlichen Anteil Abrakadabra eine wohldurchdachte Namensgebung ersonnen, die dem Fachmann sofort verrät, in welche Gruppe er eine Verbindung einzuordnen hat. Unglücklicherweise sind außer den Bezeichnungen des internationalen Systems für viele Stoffe noch Eigennamen gebräuchlich, die aus dem Vorkommen der Stoffe, auffallenden Eigenschaften oder anderen Gesichtspunkten hervorgegangen sind. Wir werden deshalb für viele Verbindungen zwei Namen anführen.
Bisher haben wir vor allem die gesättigten und ungesättigten Kohlenwasserstoffe kennengelernt. Gesättigte Kohlenwasserstoffe werden als Alkane bezeichnet, einfach ungesättigte als Alkene, Kohlenwasserstoffe mit Dreifachbindung als Alkine. Diese Kohlenwasserstoffe bilden, wie wir sahen, homologe Reihen, wenn man sie nach steigender Zahl von Kohlenstoffatomen ordnet.
Nächst den reinen Kohlenwasserstoffen sind organische Verbindungen, die zusätzlich noch Sauerstoff enthalten, von besonderer Bedeutung. Wir wollen zunächst drei Gruppen sauerstoffhaltiger organischer Verbindungen betrachten:

die Alkanole (Alkohole),
die Alkanale (Aldehyde),
die Alkansäuren (ältere Bezeichnung: Karbonsäuren).

Vom Methan leiten sich analog die folgenden Verbindungen ab:

$CH_3—OH$	H—CHO	H—COOH
Methanol (Methylalkohol)	Methanal (Formaldehyd)	Methansäure (Ameisensäure)

Vom Äthan leiten sich folgende Vertreter der drei Gruppen ab:

$CH_3—CH_2—OH$	$CH_3—CHO$	$CH_3—COOH$
Äthanol	Äthanal	Äthansäure
(Äthylalkohol)	(Azetaldehyd)	(Essigsäure)

Ganz entsprechend sind auch zu allen höheren Kohlenwasserstoffen die zugehörigen sauerstoffhaltigen Verbindungen bekannt.
Allgemein lautet die Formel für die entsprechenden Verbindungen höherer Kohlenwasserstoffe:

R—OH	R—CHO	R—COOH
Alkanol	Alkanal	Alkansäure

Die Zahl der möglichen Verbindungen dieser drei Gruppen erhöht sich sehr stark, wenn wir bedenken, daß jedes Isomere eines höheren Kohlenwasserstoffes verschiedenartige Sauerstoffverbindungen liefert. So leiten sich vom Propan beziehungsweise Isopropan die Alkohole Propanol und Isopropanol ab. Außerdem entstehen weitere Isomere dadurch, daß die charakteristischen sauerstoffhaltigen Gruppen, wie die OH-Gruppe der Alkohole, entweder an ein endständiges oder an eines der anderen Kohlenstoffatome gebunden sein können.
Die charakteristischen Gruppen einer Verbindungsklasse werden allgemein als funktionelle Gruppen bezeichnet. So spricht man von der Hydroxylgruppe (OH-) der Alkanole oder der Karboxylgruppe (COOH-) der Alkansäuren. Später werden wir noch einige Beispiele funktioneller Gruppen mit anderen Elementen als Sauerstoff kennenlernen. Die Umwandlung und Einführung funktioneller Gruppen in organische Moleküle bildet gewöhnlich das Hauptproblem organisch-chemischer Synthesen.
Selbstverständlich können in einem Molekül auch gleichzeitig mehrere gleichartige oder verschiedenartige Gruppen angelagert sein. Man spricht dann von mehrwertigen Verbindungen. Auch aus diesen Verbindungsreihen wollen wir einfachste Beispiele studieren.
Doch genug der Theorie! In den folgenden Versuchen wollen wir die oben angeführten sauerstoffhaltigen Abkömmlinge des Methans und des Äthans herstellen, umwandeln und ihre Eigenschaften studieren. Diese Verbindungen, die uns dem Namen nach längst bekannt sind, besitzen eine sehr große Bedeutung für die chemische Technik. Sie sollen uns daher helfen, das Wesen der organisch-technischen Chemie kennenzulernen, obwohl wir die großtechnischen Verfahren ihrer Herstellung nicht direkt nachahmen können. Außerdem aber sollen sie uns mit den wichtigsten Eigenschaften ihrer Verbindungsklassen bekannt machen.

Die Untersuchung von Methanol

Wir hatten bei der Holzdestillation einige Tropfen (unreines) Methanol gewonnen. Heute wird der größte Teil des Methanols nicht mehr durch Holzdestillation, sondern fast ausschließlich synthetisch aus Wassergas erzeugt.

$$CO + 2\,H_2 \longrightarrow CH_3OH$$

Die Bestandteile des Wassergases vereinigen sich zu Methanol, und in geringerem Umfang bilden sich auch höhere Alkanole. Dieser Vorgang erfordert jedoch 400 °C, 200 at Druck und wird durch Oxidkatalysatoren beschleunigt. Die Methanolsynthese wird in den Leuna-Werken „Walter Ulbricht" in großem Umfang durchgeführt.

Methanol dient als Lösungsmittel sowie als Zwischenprodukt für die Farbstoffindustrie. Größter Methanolverbraucher ist jedoch die Plastindustrie, die große Mengen Methanal (Formaldehyd) benötigt. Methanal aber wird durch Oxydation von Methanol mit Luftsauerstoff gewonnen. Dazu leitet man in der Technik ein Gemisch von Methanoldampf und Luft bei 400 °C über geeignete Kupfer- oder Silber-Katalysatoren.

Wir ahmen das nach, indem wir ein Stück Kupferdraht von 0,5 bis 1 mm Durchmesser zu einer spiraligen Wendel biegen und mit der Zange in die nichtleuchtende Bunsenflamme halten. Der Draht kommt zum Glühen und überzieht sich mit einer Oxidschicht. Inzwischen haben wir unser Methanol (10 Tropfen) in ein weites Reagenzglas gegeben. Wir werfen nun den noch glühenden Kupferdraht in das Reagenzglas hinein. Das Methanol verdampft durch die Wärme und verbindet sich unter dem katalytischen Einfluß des Kupfers mit dem Luftsauerstoff zu Methanal, das wir an seinem charakteristischen stechenden Geruch erkennen. Der Kupferdraht wird dabei an der Oberfläche reduziert. Die Reaktion verläuft unter Wärmeabgabe. Bei größeren Mengen von Methanoldampf und Luft bleibt das Kupfer so lange glühend, bis die Reaktion beendet ist.

Wir wollen noch darauf hinweisen, daß Methanol sehr giftig ist! Deshalb wollen wir in diesem Falle auf Versuche mit größeren Mengen verzichten.

Bereits wenige ml Methanol rufen dauernde Erblindung, unter Umständen sogar den Tod hervor. Methanol ist daher stets so aufzubewahren, daß keine Verwechslung mit Alkohol für Genußzwecke erfolgen kann. Im übrigen wird Methanol dem Brennspiritus neben anderen Verbindungen in kleinen Mengen zur Denaturierung zugesetzt. Denaturierter Alkohol ist daher gleichfalls giftig!

Versuche mit Methanal

Unsere nächsten Versuche führen wir mit käuflichem Formalin aus. Formalin ist eine 35- bis 40%ige Lösung von Methanal in Wasser. Es enthält meist noch kleine Mengen von nicht umgesetztem giftigem Methanol. Methanol selbst bringt Eiweißstoffe zum Gerinnen und wirkt infolgedessen gleichfalls als Gift (vgl. Seite 246 f.).

Wir führen der Reihe nach folgende einfache Versuche durch:

In einem Reagenzglas oder in einem kleinen Kölbchen dampfen wir einige ml Formalin ein. Dabei scheidet sich eine weiße Masse ab, die in der Flüssigkeit schwer löslich ist. Etwas von dieser weißen Masse erhitzen wir in einem anderen Reagenzglas. Dabei verflüchtigt sich die Masse, und der Geruch verrät uns, daß wieder Methanal daraus entsteht.

Methanal ist in reinem Zustand ein Gas, das bei −19 °C unter normalem Druck zu einer Flüssigkeit kondensiert. Bereits in der Kälte, stärker in der Wärme oder in Gegenwart von Säuren, beginnt Methanal zu polymerisieren. Dabei lagern sich zahlreiche Methanalmoleküle nach folgendem Schema zu langen Ketten zusammen:

$$\cdots CH_2—O—CH_2—O—CH_2—O—CH_2—O\cdots$$

Auf diese Weise entsteht der Paraformaldehyd, den wir hergestellt haben. Beim starken Erhitzen bildet sich Methanal zurück. Die Polymerisation ist eine Eigenschaft vieler Alkanale und verrät ihren unabgesättigten Charakter. Polymerisationsreaktionen bilden die Grundlage der Herstellung vieler Plaste. Im übrigen polymerisiert Methanal auch in gelöster Form allmählich unter Bildung immer längerer Kettenmoleküle. Polymerisiertes Formalin können wir regenerieren, indem wir den Paraformaldehyd erhitzen und die entstehenden Methanaldämpfe durch Einleiten in Wasser auflösen.

Methanal und alle anderen Alkanale liefern mit „Schiffs Reagens“ eine charakteristische Farbreaktion, die zum Nachweis der Alkanale dienen kann. Wir erhalten das Reagens, indem wir eine kleine Messerspitze des käuflichen Farbstoffs Fuchsin in einigen ml destilliertem warmem Wasser auflösen. Zu dieser Lösung fügen wir eine wäßrige Lösung von schwefliger Säure (Herstellung siehe Seite 58) portionsweise hinzu, bis sich die Farbstofflösung entfärbt. Von dem so gewonnenen Reagens geben wir einige ml in ein Reagenzglas und versetzen mit einigen Tropfen Methanallösung. Nach kurzer Zeit beobachten wir eine Violettfärbung. Durch schrittweises Verdünnen der Methanallösung können wir uns in einer Versuchsreihe von der Empfindlichkeit dieser Nachweisreaktion überzeugen.

In ein Probierglas geben wir einige ml Fehlingsche Lösung, die wir durch Zusammenschütten gleicher Mengen folgender Teillösungen erhalten:

1. Teillösung (Fehling I): 7 g Kupfersulfat in 100 ml destilliertem Wasser,
2. Teillösung (Fehling II): 37 g Seignettesalz und 10 g Ätznatron in 100 ml destilliertem Wasser.

Während die Fehlingsche Lösung selbst sehr unbeständig ist, lassen sich die Teillösungen beliebig lange aufbewahren. Wir erhalten die Teillösungen auch fertig in größeren Apotheken.

Nun geben wir zur fertigen Lösung etwa 1 ml Methanallösung hinzu und erhitzen zum Sieden. Es scheidet sich elementares Kupfer ab, das einen schönen Kupferspiegel an der Glaswand bildet, wenn wir das Glas vorher — am besten mit Chromschwefelsäure — sorgfältig entfettet haben. Andere Alkanale liefern einen Niederschlag von ziegelrotem Kupfer(I)-oxid (Cu_2O).

Statt der Fehlingschen Lösung können wir auch eine ammoniakalische Silbersalzlösung verwenden. Wir fügen zu verdünnter Silbernitratlösung (etwa 2%ig) schwachen Salmiakgeist hinzu, bis der zuerst ausfallende Niederschlag sich soeben wieder gelöst hat. Nun reinigen wir ein Reagenzglas sorgfältig mit Chromschwefelsäure. In das Glas geben wir einige ml der Silbersalzlösung sowie etwas Methanallösung und erwärmen vorsichtig, am besten auf dem Wasserbad. Es bildet sich ein deutlich sichtbarer Silberspiegel an der Glaswand, und die Lösung nimmt durch ausgeschiedenes, sehr fein verteiltes Silber tiefschwarze Farbe an.

Alkanale werden sehr leicht oxydiert, wobei vorwiegend Alkansäuren entstehen. Infolgedessen wirken die Alkanale auf Oxydationsmittel reduzierend, sie reduzieren also zweiwertiges Kupfersalz zum einwertigen Oxid oder sogar zum elementaren Kupfer, und sie scheiden aus der ammoniakalischen Silbersalzlösung durch Reduktion metallisches Silber ab. Diese Reaktionen haben die Alkanale mit anderen reduzierenden Stoffen, wie dem Traubenzucker, gemeinsam, den wir noch auf Seite 283 kennenlernen werden.

Auch durch andere Oxydationsmittel werden Alkanale zu Alkansäuren und unter Umständen sogar zu Kohlendioxid und Wasser oxydiert. In ein Reagenzglas geben wir zu einigen ml Methanallösung vorsichtig etwa 10 %iges Wasserstoffperoxid. Wir erwärmen danach und halten ein Stück angefeuchtetes, blaues Lackmuspapier in die entweichenden Dämpfe. Die Rotfärbung zeigt an, daß sich bei unserem Versuch Ameisensäure gebildet hat.

Wir untersuchen Methansäure

Methansäure (Ameisensäure) ist die einfachste organische Säure. Technisch wird sie direkt durch Anlagerung von Kohlenmonoxid unter erhöhtem Druck an Natriumhydroxid gewonnen. Nach der Gleichung

$$NaOH + CO \longrightarrow HCOONa$$

bildet sich dabei das Natriumsalz der Ameisensäure Natriummethanat oder Natriumformiat, wie die ältere Bezeichnung lautet.

Methansäure wird nach diesem Verfahren im VEB Chemische Werke Finowtal sowie im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld erzeugt. Sie ist ein Zwischenprodukt zur Herstellung anderer Verbindungen und findet in der Textilindustrie sowie in der Gerberei Anwendung. Ameisensäure wirkt stark desinfizierend und konservierend. Das wird zum Haltbarmachen von Lebensmitteln und von Silofutter ausgenutzt. Das bekannte Silopräparat Amisal ist im wesentlichen eine Methansäurelösung.

Mit käuflicher Methansäure führen wir die folgenden kleinen Versuche durch (Vorsicht! starke Methansäure ist giftig und wirkt ätzend!):

In ein Reagenzglas geben wir 5 ml verdünnte Schwefelsäure und soviel Kaliumpermanganatlösung, daß die Flüssigkeit kräftig gefärbt ist. Schließlich fügen wir noch 5 ml etwa 80%ige Methansäure hinzu. Beim Erwärmen entfärbt sich die Mischung weitgehend, da das Permanganat zu Mangansulfat reduziert wird. Die Methansäure wird dabei zu Kohlendioxid und Wasser oxydiert.

In weiteren Reagenzglasversuchen wollen wir prüfen, ob sich Magnesium, Zink, Eisen, Nickel usw. in 50%iger Methansäure auflösen.

Unedle Metalle reagieren mit Ameisensäure und anderen organischen Säuren unter Bildung von Salzen, wobei Wasserstoff freigesetzt wird. Sie verhalten sich also ganz analog wie anorganische Säuren, sind jedoch meist schwächer.

Konzentrierte Schwefelsäure und manche Katalysatoren zerlegen Methansäure zu Kohlenmonoxid und Wasser. Wir erwärmen 1 ml wasserfreie Methansäure mit einem Überschuß an konzentrierter Schwefelsäure in einem Reagenzglas, das von einem durchbohrten Gummistopfen mit Glasrohr verschlossen ist. Durch das Glasrohr entweicht ein Gas, das nach dem Entzünden mit blaßblauer Flamme verbrennt. Es ist das giftige Kohlenmonoxid, das wir bereits kennengelernt haben. (Der Versuch ist wegen der damit verbundenen Gefahren unter dem Abzug oder im Freien durchzuführen.)

Abschließend sei noch bemerkt, daß Methansäure und ihre Salze auch in der Natur häufig angetroffen werden. Wie der Name Ameisensäure

verrät, findet sie sich im Giftsekret der Ameisen, Bienen usw. Sie ist außerdem in den Brennhaaren der Brennessel enthalten.

Versuche mit Äthanol

Die entsprechenden Sauerstoffverbindungen mit 2 Kohlenstoffatomen sind alle von größter technischer Bedeutung.

Äthanol, allgemein als „Alkohol" bezeichnet, entsteht bei der „alkoholischen" Gärung. Viele Zuckerarten, aber auch mit Malz verzuckerte Stärke, werden durch die mikroskopisch kleinen Hefepilze zerlegt, wobei Alkohol und Kohlensäure gebildet werden. Jeder, der einmal zugeschaut hat, wie Fruchtmost gärt, kennt den lebhaften Kohlensäurestrom, der durch das Gärröhrchen hindurchperlt. Der Alkoholgehalt des entstandenen Weines kann dagegen leicht aus dem Verhalten der Personen, die ihn getrunken haben, abgeleitet werden.

Da die alkoholische Gärung auch von selbst einsetzt, ist verdünnter Alkohol den Menschen bereits seit den ältesten Zeiten als Genuß- und Anregungsmittel bekannt. In Maßen genossen, ist verdünnter Alkohol (Wein, Bier) verhältnismäßig ungefährlich. Auf die verheerenden Folgen der Trunksucht braucht wohl kaum besonders hingewiesen zu werden. Jugendliche sollten den Genuß alkoholischer Getränke auf jeden Fall gänzlich meiden.

Der Alkoholgehalt vergorener Zuckerlösung und Fruchtsäfte ist sehr unterschiedlich. Da die Hefepilze jedoch bei hohen Konzentrationen nicht mehr zu existieren vermögen, läßt sich durch Vergären allein ein maximal etwa 15%iger Alkohol erhalten. Branntwein und konzentrierter Alkohol werden durch Destillation aus den verdünnten Lösungen hergestellt. Die Durchführung einer solchen Destillation darf nach den gesetzlichen Bestimmungen nur in den zugelassenen Brennereien erfolgen. Auch die Gewinnung kleinster Alkoholmengen in Privatversuchen ist mit Recht streng untersagt.

Alkohol für Genußzwecke und für kosmetische Zwecke wird ausschließlich durch Vergärung von verzuckertem Getreide usw. hergestellt. Technischer Alkohol fällt in großen Mengen an, indem die Sulfitablaugen — lästige Abfallflüssigkeiten der Papier- und Zellstoffindustrie — vergoren werden. Ein immer größerer Anteil des technischen Alkohols, der als Lösungsmittel und organisch-chemisches Ausgangsprodukt unentbehrlich ist, wird heute vollsynthetisch aus Kalziumkarbid über Äthin und Äthanal hergestellt.

Im Handel ist reiner Alkohol unter dem Namen „Primasprit" erhältlich. Er enthält ungefähr noch 4 bis 6 % Wasser. Wegen seines hohen

Preises werden wir ihn nur in wenigen Versuchen verwenden. Wenn nicht ausdrücklich darauf hingewiesen wird, begnügen wir uns statt dessen mit dem viel billigeren denaturierten Alkohol, den wir alle als Brennspiritus kennen. Er ist gleichfalls 95%ig, jedoch durch Zusatz von giftigen und unangenehm schmeckenden oder riechenden Stoffen (Methanol, Pyridin, Phthalsäureester) ungenießbar gemacht worden.
Da wir mit Alkohol im Laufe dieses Buches sehr verschiedenartige Versuche durchführen, wollen wir uns hier mit zwei ganz kleinen Experimenten begnügen:
Wasser können wir in Brennspiritus oder Primasprit leicht nachweisen. Wir erhitzen einige Kupfersulfat-Kriställchen in einem Tiegel, bis das farblose, wasserfreie Salz entstanden ist. Davon bringen wir ein wenig in die Alkoholprobe und schütteln. Ein kleiner Wassergehalt verrät sich durch eine Blaufärbung der Lösung. Wasserfreier Alkohol — auch Absolutalkohol genannt — kann nur durch Behandeln mit speziellen Trockenmitteln erzeugt werden.
Brennspiritus ist ein bewährtes Brennmaterial für Spirituskocher, Campingkocher und neuerdings sogar ein Treibstoff für manche Raketen. Auf dem Campingplatz wird Brennspiritus freilich mehr und mehr durch das Propan verdrängt, das in kleinen Stahlflaschen geliefert wird. Daneben fehlt es nicht an Versuchen, sogenannten Hartspiritus herzustellen. Diese Erzeugnisse enthalten meist keinen Alkohol. Wir können aber auch Alkohol in eine halbfeste Form überführen, indem wir in 20 ml Brennspiritus etwa 5 g Seifenschnitzel unter Rühren auflösen. Es bildet sich eine gallertartige Masse, die sich in Stücke schneiden läßt und ebenso wie flüssiger Spiritus mit blaßblauer Flamme verbrennt.

Darstellung von Äthanal

Durch Oxydation von Äthanol entstehen nacheinander Äthanal (Azetaldehyd) und Äthansäure (Essigsäure). Stärkere Oxydationsmittel führen Äthanol sofort in Essigsäure über. Dasselbe bewirkt die Oxydation durch Bakterien in Gegenwart von Luft. Wenn wir etwas verdünnten Alkohol einige Zeit in einer flachen Schale stehenlassen und danach die Reaktion mit Lackmus prüfen, so können wir das leicht nachweisen. Speiseessig wird auch heute noch vorwiegend durch Essigsäuregärung von Alkohol oder minderwertigen Weinen (Weinessig) hergestellt. Man läßt die alkoholische Lösung dazu unter reichlichem Luftzutritt über Buchenholzspäne langsam hinwegfließen. Im Handel erhältlich sind einfacher Essig (3,5 bis 6 % Essigsäure), Doppelessig (7 bis 10 %

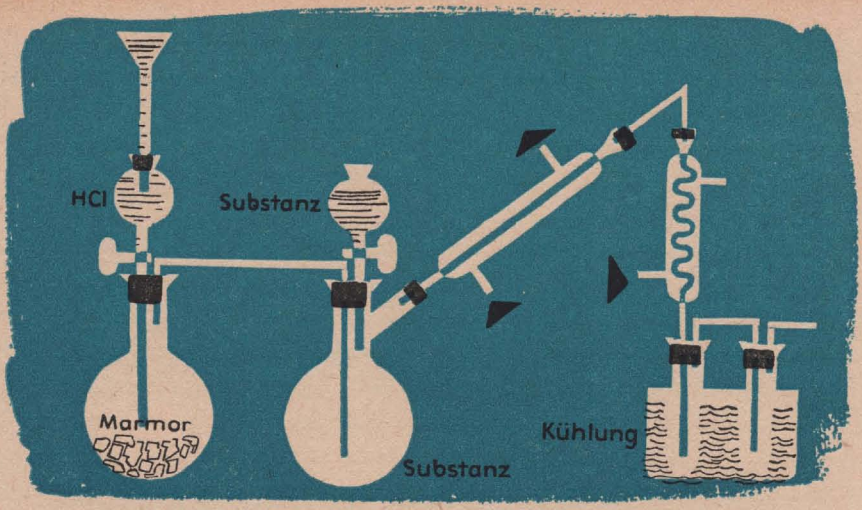
Essigsäure) und die sogenannte Essigessenz, die eine ziemlich konzentrierte Essigsäure darstellt und ätzend wirkt. Für die meisten Versuche genügt uns Essigessenz. Nur in einigen Fällen benötigen wir wasserfreie Essigsäure (Eisessig), die zu den Giften zählt und in Apotheken beziehungsweise Chemikalienhandlungen bezogen werden kann und bei 16,6 °C bereits zu einer eisartigen Masse erstarrt. Synthetisch wird Essigsäure vorwiegend aus Äthin über Äthanal hergestellt.

Äthanal oder Azetaldehyd, den wir schon mehrfach erwähnt haben, ist das wichtigste Zwischenprodukt der „Karbidchemie". Es kann in Essigsäure, in Alkohol oder auch in Butadien, den Ausgangsstoff für künstlichen Kautschuk, übergeführt werden. Äthanal selbst wird technisch durch Anlagerung von Wasser an Äthin gewonnen. Im Buna-Werk Schkopau läuft dieser Prozeß kontinuierlich in gewaltigen Reaktionsbehältern ab. Im Prinzip wird dabei Äthin in warme verdünnte Schwefelsäure eingeleitet, in der Quecksilbersalze und andere als Katalysatoren aufgelöst sind. Da Quecksilbersalze sehr giftig und nicht leicht zu beschaffen sind, wollen wir darauf verzichten, die Herstellung von Äthanal aus Äthin selbst durchzuführen. Um Äthanal trotzdem aus eigener Erfahrung kennenzulernen, wählen wir statt dessen die einfachere Darstellung durch vorsichtige Oxydation von Äthanol.

In ein Reagenzglas geben wir rund 2 ml Brennspiritus und fügen 5 ml verdünnte (20%ige) Schwefelsäure und 3 g feingepulvertes Kaliumpyrochromat hinzu. Das Gläschen wird danach rasch mit einem Gummistopfen verschlossen, durch den ein gebogenes Glasrohr geführt ist. Wir erwärmen über der kleinen Flamme zum Sieden und leiten die entweichenden Dämpfe in Eiswasser ein. Das gebildete Äthanal löst sich in dem Eiswasser und kann darin mit den oben beschriebenen Reaktionen zum Nachweis von Alkanalen bestimmt werden. Außerdem reagiert die Lösung sauer, da die Oxydation leicht bis zu Essigsäure fortschreitet.

Um Äthanal in etwas größeren Mengen und größerer Reinheit herzustellen, bauen wir die umstehend abgebildete, kompliziertere Versuchsanlage auf. Dieser Versuch sollte jedoch nur in Arbeitsgemeinschaften oder von erfahrenen Lesern durchgeführt werden. Äthanal ist giftig und sehr flüchtig!

Der dargestellte einfache Gasentwicklungsapparat dient zur Entwicklung eines Kohlendioxidstromes, der das gebildete Äthanal aus dem Reaktionsraum entfernen soll, bevor die Weiteroxydation zu Essigsäure einsetzt. Wir beschicken ihn mit Marmorstückchen und lassen dann verdünnte Salzsäure in kleinen Portionen zufließen. Der Tropftrichter muß ein langes Zuflußrohr (wenigstens 25 cm) besitzen, das mit gut passendem Gummischlauch an einem gewöhnlichen Trichter



befestigt wird. Dieses Rohr muß mit verdünnter Salzsäure gefüllt bleiben, damit die Kohlensäure den Überdruck der folgenden Apparatur überwinden kann und keinesfalls zurückschlägt.

In das eigentliche Reaktionsgefäß, einen Rundkolben von 250 ml Inhalt, geben wir zunächst 20 ml Brennspiritus. Außerdem lösen wir 40 g feingepulvertes Natrium- oder Kaliumpyrochromat in 100 ml verdünnter, etwa 50%iger Schwefelsäure. (Wegen der größeren Dichte sind 20 ml Schwefelsäure durch Einfließenlassen in 80 ml Wasser zu verdünnen. Wie immer Schwefelsäure portionsweise zum Wasser geben und Schutzbrille tragen. Auf keinen Fall Wasser in Schwefelsäure schütten!) Von dieser Lösung geben wir den dritten Teil sofort in den Rundkolben, während der Rest in das Trichterrohr des Reaktionsgefäßes gefüllt wird.

In das Reaktionsgefäß führen wir das Anschlußrohr vom Gasentwickler so ein, daß es in die Flüssigkeit eben eintaucht.

Besondere Aufmerksamkeit erfordern schließlich die Kühlvorrichtungen. In dem schräg ansteigenden Rohr sollen sich Alkohol- und Essigsäuredämpfe kondensieren. Wir kühlen dieses Rohr am besten mit einer wasserdurchströmten Bleischlange. Notfalls können wir darauf verzichten, erhalten dann jedoch ein stärker verunreinigtes Produkt. Zur Kondensation des Äthanals, das schon bei 20,2 °C siedet, benutzen wir den absteigenden Kühler. Wer die Möglichkeit hat, sollte unbedingt einen Schlangen-, Kugel- oder Muschelkühler verwenden. Notfalls genügt ein nicht zu kurzer Liebigkühler. Auf jeden Fall muß das Kühlwasser sehr kalt sein. Nur im Winter reicht Leitungswasser hierfür aus, sonst ist Eiswasser zu verwenden, das einem größeren hochgestellten

Vorratsgefäß entnommen wird. Die Vorlagen, zwei hintereinander geschaltete Reagenzgläschen, kühlen wir durch Eintauchen in eine Kältemischung aus zerkleinertem Eis oder Schnee und Kochsalz (zu gleichen Teilen). Trotz all dieser Maßnahmen wird noch etwas Äthanaldampf entweichen. Da Äthanal unangenehm stechend riecht und giftig wirkt, ist der Versuch im Freien oder unter dem Abzug aufzubauen.

Der Versuch beginnt, sobald der Apparat beschickt und zusammengesetzt worden ist. Zuerst wird der Gasentwickler durch Zufluß von wenig Salzsäure probeweise in Betrieb genommen. Dabei füllt sich die Anlage bereits mit Kohlendioxid. Wenn die Kohlensäure einwandfrei durch das Reaktionsgefäß hindurchperlt und keine Undichtigkeiten festgestellt werden, leiten wir die eigentliche Reaktion ein. Die Kohlensäureentwicklung wird zunächst wieder unterbrochen, die Kühleinrichtung in Betrieb gesetzt und der Kolbeninhalt bis zum Sieden erhitzt. Da bei der nun einsetzenden Oxydation des Alkohols Wärme freigesetzt wird, können wir den Brenner jetzt wegnehmen. Wir entwickeln nun durch weitere Salzsäurezugabe wieder Kohlensäure, die in mäßig starkem Strom durch das Reaktionsgemisch hindurchtreten soll. Zugleich lassen wir langsam die restliche Pyrochromatlösung aus dem Tropftrichter zufließen.

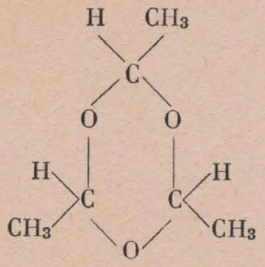
Nach Beendigung der Reaktion finden sich in den beiden Vorlagen wenige ml einigermaßen reines Äthanal. Wir verschließen die Gläschen nur mit Wattepfropfen und bewahren den Inhalt, den wir für die folgenden Versuche verbrauchen, einstweilen gut gekühlt auf. (Längeres Aufheben ist zwecklos und gefährlich, da Äthanal zu leicht verdunstet und den Verschluß von Stöpselflaschen mit großer Gewalt herausschleudern kann. Im Handel wird Äthanal nur in dickwandigen, geschmolzenen Glasampullen geführt.

Versuche mit Äthanal

Außer den früher beschriebenen Nachweisreaktionen können wir mit Äthanal noch eine Reihe kleiner Versuche durchführen.

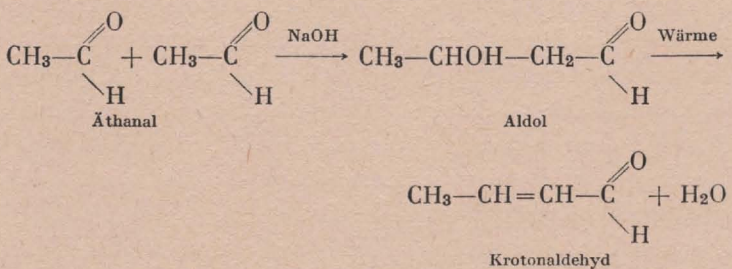
Zu 1 bis 2 ml Äthanal geben wir vorsichtig (Schutzbrille tragen und Abstand halten) 1 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure mit einem Glasstab. Es setzt eine heftige Reaktion ein. Sobald sich die Flüssigkeit beruhigt hat, verdünnen wir mit Wasser und schütteln. Es scheidet sich eine Flüssigkeit ab, die mit Wasser im Gegensatz zu Äthanal nicht mischbar ist und erst bei 124 °C siedet. Sie bildet sich durch Zusammenschluß von 3 Äthanalmolekülen zu einer Ringverbindung folgender Struktur:

Dieses Polymere des Äthanals wird „Paraldehyd“ genannt. Durch Destillation mit verdünnten Säuren geht es wieder in Äthanal über. In der Medizin findet Paraldehyd als Schlafmittel Anwendung.



In einem weiteren Versuch erwärmen wir wenig Äthanal vorsichtig mit starker Natronlauge. Es scheidet sich gelbes „Aldehydharz“ aus. Auch dieser Stoff entsteht durch Polymerisation, durch Zusammenlagerung von einzelnen Äthanalmolekülen. Im Gegensatz zum Paraldehyd sind die Moleküle der Aldehydharze jedoch aus vielen Äthanalmolekülen aufgebaut.
Ein anderes festes Polymerisat, der Metaldehyd, der mit gasförmigem Chlorwasserstoff in der Kälte gebildet wird, hatte früher als Hartspiritus eine gewisse Bedeutung.

Etwa 0,5 ml Äthanal werden mit 2 ml Wasser verdünnt. Nun geben wir 1 ml verdünnte Natronlauge oder Sodalösung hinzu und erhitzen einige Minuten. Wir bemerken einen außerordentlich stechenden Geruch, der vom Krotonaldehyd herrührt. (Im Freien oder unter dem Abzug arbeiten!)
Aus Äthanal entsteht dabei durch Zusammenschluß von 2 Molekülen zuerst Aldol, das auch bei der Gewinnung von Butadien als Zwischenprodukt auftritt und sowohl eine Alkanal- als auch eine Alkanolgruppe enthält. Dieses Aldol geht durch Wasserabspaltung in Krotonaldehyd über.



Lösungsmittel in Haushalt und Technik

Organische Lösungsmittel sind heute in jedem Haushalt zu finden. Wie oft haben wir schon zum „Fleckenwasser" gegriffen, um einen häßlichen Fett- oder Teerfleck aus dem Kleid oder Anzug zu entfernen. Alle Lacke, viele Klebstoffe sowie Gummilösung enthalten gleichfalls verschiedenartige Lösungsmittel. Mit einiger Erfahrung läßt sich schon am Geruch beurteilen, welcher Stoff als Lösungsmittel dient.

In der chemischen Technik werden organische Lösungsmittel beinahe überall benötigt. So gewinnt man Fette und Öle heute zum Teil durch „Extraktion" von Pflanzenteilen. Die Industrie der Plaste, die Textilindustrie und die Lackverarbeitung verbrauchen Lösungsmittel in riesigen Mengen. Ähnliches gilt für die pharmazeutische Industrie, die Kosmetik und viele andere Zweige der Technik.

Einige wichtige Lösungsmittel, wie Benzin und Alkohol, haben wir schon kennengelernt. Bei der Beurteilung eines Lösungsmittels spielen verschiedene Gesichtspunkte eine Rolle. An erster Stelle ist natürlich von Interesse, welche Stoffe gut gelöst werden. So löst Alkohol viele Harze, Arzneimittel und Kosmetika ausgezeichnet, während sich Fette oder Paraffin darin nur sehr wenig auflösen. Weitere wichtige Eigenschaften sind beispielsweise die Brennbarkeit, der Siedepunkt oder die Giftigkeit, nicht zuletzt aber auch der Preis.

In folgenden Versuchen wollen wir uns mit einigen weiteren Verbindungen befassen, die als Lösungsmittel besonders häufig angewendet werden.

„Tetra" — das unbrennbare Lösungsmittel

Wenn man im Methan alle 4 Wasserstoffatome durch Chlor ersetzt, so entsteht eine Verbindung, die als Tetrachlormethan (früher Tetrachlorkohlenstoff) bezeichnet wird. „Tetra", wie man häufig abgekürzt sagt, ist eine Flüssigkeit, die bei 76 °C siedet und die Dichte 1,593 g/cm³ besitzt. Es ist also viel schwerer als Wasser, mit dem es sich fast nicht mischt. Tetrachlormethan besitzt ein hervorragendes Lösungsvermögen für Harze, Fette usw. und hat vor anderen Lösungsmitteln den großen Vorzug, daß es nicht brennt. Im Gegenteil! Die schweren Dämpfe ersticken das Feuer, so daß man Tetra als Löschflüssigkeit für Handfeuerlöscher benutzt. Wir wollen uns von dieser Wirkung gleich überzeugen und gießen etwas Benzin, Alkohol oder Azeton in eine Schale und entzünden die Flüssigkeit vorsichtig im Freien. Nun wird der Brand gelöscht, indem wir einige ml Tetrachlormethan auf die brennende Flüssigkeit schütten. Zu beachten ist, daß beim Löschen mit Tetra das sehr giftige, gasförmige Phosgen ($COCl_2$) entstehen kann. In geschlossenen Räumen sind Tetralöscher daher mit entsprechender Vorsicht anzuwenden.

In einem weiteren Versuch mischen wir 2 ml Tetrachlormethan mit 1,5 g Zinkstaub (sehr feines Zinkpulver, das durch Kondensation von Zinkdampf gewonnen wird). Wir fügen zu der Mischung noch so viel Magnesia oder Zinkoxyd, daß eine mittelzähe Paste entsteht. Diese Paste bringen wir auf ein Stück Eisenblech oder in einen Eisentiegel und erwärmen mit einem Brenner im Freien auf 200 °C. Dabei setzt eine lebhafte Reaktion ein, bei der sich die Mischung auf über 1000 °C erhitzt. Gleichzeitig entweichen dichte Nebelschwaden. Tetrachlormethan und Zink reagieren unter Bildung von Zinkchlorid. Das Zinkchlorid verdampft bei der hohen Temperatur und bildet Nebel, da es aus der Luft Wasser anzieht.

$$2\,Zn + CCl_4 \longrightarrow 2\,ZnCl_2 + C$$

Auch andere Metalle, insbesondere Eisen, reagieren langsam mit Tetrachlorkohlenstoff. Infolgedessen wirkt Tetrachlormethan korrosionsfördernd und kann nicht als Lösungsmittel für Metallacke und dergleichen verwendet werden.

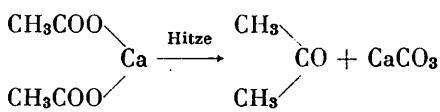
Tetrachlormethan ist übrigens ziemlich giftig! Das Einatmen der Dämpfe wirkt narkotisierend, und größere Dosen oder „chronische Vergiftungen" können zu schweren Leberschäden führen. Deshalb wollen wir beim Umgang mit Tetra vorsichtig sein und stets durch Lüften eine Anreicherung der Dämpfe verhüten!

Azeton löst Fett

Als nächstwichtiges Glied aus der Familie der Lösungsmittel ist das Azeton anzuführen.

Bei der trockenen Destillation von Holz hatten wir das Kalziumsalz der Essigsäure, den Graukalk, erhalten. Wer die Holzverschwelung nicht durchgeführt hat, kann sich Graukalk auch leicht durch Neutralisieren einer verdünnten Essigsäurelösung (Haushaltessig) mit Kalziumkarbonat oder Kalziumhydroxid bereiten. Die Lösung wird dann eingedampft, bis sich das Kalziumazetat abscheidet.

Zur Herstellung von Azeton bringen wir einige Gramm Graukalk in ein schwerschmelzbares Reagenzglas, das mit einem Gummistopfen verschlossen wird, durch dessen Bohrung ein gebogenes Glasrohr hindurchgeführt ist. Das Glasrohr kühlen wir mit einer Bleischlange. Als Vorlage wird ein Reagenzglas verwendet, das zur weiteren Kühlung in kaltes Wasser (Eiswasser) eintaucht. Wegen der Feuergefährlichkeit des Azetons wählen wir das Glasrohr nicht zu kurz, um einen möglichst großen Abstand zwischen Flamme und Vorlage zu erreichen. Außerdem führen wir den Versuch unter dem Abzug oder im Freien durch.



Nun wird das Reagenzglas mit dem Graukalk über einem Bunsenbrenner kräftig erhitzt. Es entweichen Dämpfe, und in der Vorlage kondensiert eine bewegliche, je nach der Reinheit des Graukalks helle bis bräunliche Flüssigkeit. Sie besteht vorwiegend aus Azeton, einem wichtigen Fettlösungsmittel.

In kleinen Versuchen können wir uns leicht von den ausgezeichneten Eigenschaften dieses Lösungsmittels überzeugen, indem wir etwas Fett, Wachs, Lackreste und andere organische Stoffe auflösen. Viele Plaste lösen sich gleichfalls in Azeton, oder sie „quellen" zumindest. Das können wir studieren, wenn wir etwas Zelluloid, ein Stückchen Polystrol oder einen anderen Plast mit Azeton behandeln. Azeton ist ein vorzügliches Lösungsmittel, das im Gegensatz zu Tetra nicht korrosionsfördernd wirkt, dafür aber sehr leicht brennt. Auch davon können wir uns überzeugen, wenn wir wenig (!) Azeton in eine Schale gießen und durch vorsichtiges Nähern einer Flamme entzünden.

In reinem Zustand ist Azeton eine farblose Flüssigkeit, die schon bei 56,2 °C siedet und eigenartig, aber nicht unangenehm riecht. Früher wurde Azeton meist durch Trockendestillation von Graukalk gewonnen. Heute wird Azeton nach verschiedenen Methoden erzeugt, unter

anderem durch katalytische Umwandlung von Essigsäuredämpfen, durch Oxydation von Isopropanol, das wiederum ein Produkt der Petrolchemie ist, durch Vergärung von Stärke mit bestimmten Mikroorganismen und neuerdings gemeinsam mit Phenol auf dem Umweg über das Cumaron aus Gasen der Petrolchemie.
Chemisch gesehen ist Azeton der einfachste Vertreter der Alkanone, die mit den Alkanalen nahe verwandt sind. Während die Alkanale, wie Methanal oder Äthanal, eine C = O-Gruppe enthalten, die sich am Ende des Moleküls befindet, sitzt die gleiche Gruppe bei den Alkanonen (früher „Ketone" genannt) an einem „inneren", das heißt nicht endständigen Kohlenstoffatom. Azeton leitet sich vom Propan her, und sein exakter Name ist Propanon. Die Alkanone verhalten sich weniger ungesättigt als die Alkanale und liefern die typischen Nachweisreaktionen für die letzteren daher nicht. (Nachprüfen!)

Zum Schluß: Äther

Zu guter Letzt sei noch der Äther behandelt, der — abgesehen von seiner medizinischen Bedeutung als Narkotikum — ein begehrtes Lösungsmittel für Fette und viele andere Stoffe ist.
Strenggenommen gibt es verschiedene „Äther", die ebenso wie Alkanale oder Alkanone eine Verbindungsgruppe mit ähnlichen Eigenschaften bilden. Der gewöhnliche Äther muß streng als „Diäthyläther" bezeichnet werden. Er bildet sich aus 2 Molekülen Äthanol durch Wasserabspaltung. Als wasserabspaltendes Mittel wird gewöhnlich konzentrierte Schwefelsäure verwendet.

$$2\ CH_3CH_2OH \xrightarrow{H_2SO_4} (CH_3CH_2)_2O + H_2O$$

Im kleinen gewinnen wir Äther, indem wir ein Reagenzglas mit einem doppelt durchbohrten Gummistopfen verschließen. In das Reagenzglas geben wir etwa 2 ml Brennspiritus und 1,5 ml konzentrierte Schwefelsäure. Durch die eine Bohrung führen wir einen kleinen Scheidetrichter oder — einfacher — ein kleines Trichterrohr, dessen Zufluß mit einer Schlauchverbindung und einem Quetschhahn zunächst verschlossen wird. Durch die zweite Öffnung führen wir die gleiche Kühlvorrichtung wie beim vorigen Versuch. Die Vorlage ist auf alle Fälle mit Eiswasser zu kühlen, denn Äther siedet schon bei 34,6 °C! Infolge seiner außerordentlich leichten Entflammbarkeit ist die Kühlvorrichtung möglichst lang (mindestens 70 cm) zu wählen, so daß zwischen Flamme und Vorlage ein ausreichender Abstand gewährleistet ist. Außerdem führen wir den Versuch entfernt von brennbaren Gegenständen im

Freien oder unter dem Abzug durch. Nun geben wir in das Trichterrohr noch etwa 5 ml Brennspiritus und erwärmen vorsichtig mit Bunsenbrenner und Drahtnetz auf etwa 140 °C. In der Vorlage kondensiert sich ein sehr flüchtiges Destillat, und bei ungenügender Kühlung beobachten wir den charakteristischen Äthergeruch. Durch vorsichtiges Öffnen des Quetschhahnes lassen wir hin und wieder kleine Portionen von Alkohol zufließen. Gegen Ende der Reaktion wird die Schwefelsäure durch das entstehende Wasser mehr und mehr verdünnt, so daß die Ätherbildung nachläßt und Alkohol überdestilliert.

Bei sorgfältiger Durchführung haben wir rund 4 ml einer leicht beweglichen, hellen Flüssigkeit erhalten, die vorwiegend aus Äther besteht. Wenn wir einige Tropfen davon auf den Finger bringen, so verspüren wir ein starkes Kältegefühl. Äther verdunstet nämlich außerordentlich rasch, und die Umgebung kühlt sich durch die Verdunstungskälte stark ab. Den Rest des Äthers bewahren wir in einer dunkelbraunen Flasche sorgfältig verschlossen auf.

Äther hat in chemischen Betrieben und auch in Krankenhäusern schon sehr schwere Explosionen verursacht. Beim Stehen an der Luft unter Einfluß von Sonnenlicht bilden sich sogenannte Ätherperoxide, die heftig explodieren können. Wir bewahren daher niemals größere Mengen von Äther auf und werden in diesem Buch keine Versuche anführen, bei denen größere Mengen von Äther als Lösungsmittel verwendet werden müssen. Wir brauchen ihn lediglich als Lösungsmittel für „Kollodium" in Mischung mit 2 Teilen Alkohol. Es empfiehlt sich daher, den Äther gleich mit 2 Teilen Alkohol zu verdünnen und nur die harmlose Mischung aufzubewahren.

Beim andauernden Einatmen von Ätherdämpfen tritt Bewußtlosigkeit ein, was von Jackson und Morton 1846 erstmalig zur Narkose ausgenutzt wurde. Auch heute noch ist gut gereinigter Äther eines der wichtigsten Betäubungsmittel bei schwierigen Operationen. Wir hoffen jedoch, unseren Lesern so weit vertrauen zu dürfen, daß sie den gefährlichen Unfug eigener Narkoseexperimente unterlassen.

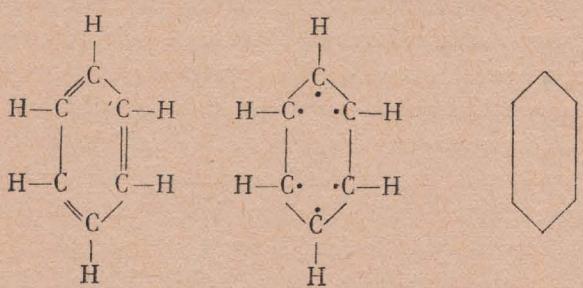
Damit wollen wir den speziellen Abschnitt Lösungsmittel verlassen, jedoch gleich betonen, daß wir in den folgenden Abschnitten des Buches noch weitere wichtige Lösungsmittel kennenlernen werden, beispielsweise das Benzol und die als Lack- und Kunststofflösungsmittel hervorragend geeigneten Ester.

Die Abkömmlinge des Benzols

Die organischen Verbindungen, die wir bisher betrachtet haben, enthalten ein Kohlenstoffgerüst, in dem die Kohlenstoffatome geradlinige oder verzweigte Ketten bilden. Der deutsche Chemiker August Kekulé erkannte zuerst, daß zahlreiche andere organische Stoffe ringförmige Moleküle oder Molekülbausteine besitzen. Die wichtigste ringförmige — zyklische — Kohlenstoffverbindungen ist das Benzol, das im Steinkohlenteer zu etwa 1 bis 2 % enthalten ist und in großem Umfang daraus gewonnen wird. Benzol ist eine farblose Flüssigkeit, die bei 80,2 °C siedet und bei 5,5 °C fest wird. Wer seine Chemikalien im unbeheizten Raum aufbewahrt, erkennt am Erstarren des Benzols, daß es Zeit wird, wäßrige Lösungen an einen wärmeren Platz zu schaffen, damit ein Zerplatzen der Gefäße beim Einfrieren vermieden wird.

Benzol ist sehr feuergefährlich! Wir gießen etwas Benzol auf ein Uhrglas und nähern vorsichtig ein brennendes Zündholz. Das Benzol entzündet sich bereits, bevor die Flamme die Flüssigkeit berührt. Es brennt mit rußender Flamme, was auf einen hohen Kohlenstoffgehalt hinweist. Seine Summenformel lautet C_6H_6. Danach ist das Verhältnis von Kohlenstoff zu Wasserstoff das gleiche wie beim Äthin. Tatsächlich bildet sich Benzol aus 3 Äthinmolekülen, wenn Äthin durch glühende Eisen- oder Quarzrohre geleitet wird. Wegen der Explosionsgefahr, die besteht, falls dabei Luft eindringt, wollen wir diese interessante Bildung jedoch auf keinen Fall selbst durchführen.

Trotz der übereinstimmenden Zusammensetzung zwischen Benzol und Äthin sind die chemischen Eigenschaften jedoch grundverschieden. Mit Bromwasser oder mit Baeyers Reagens (vgl. Seite 135) stellen wir leicht fest, daß Benzol die typischen Reaktionen ungesättigter Verbindungen nicht zeigt. Offenbar ist das seiner besonderen Struktur zuzuschreiben. Kekulé entwarf für das Benzol eine Strukturformel, die drei Doppelbindungen in einem Sechserring enthält. Nach neueren Anschauungen ist die stabile Struktur des Benzols jedoch besser dadurch



vereinfachte Darstellung

zu erklären, daß die „überschüssigen" Bindungselektronen, wie in der rechten Formel angedeutet ist, dem Ring als Ganzes in Form einer „Elektronenwolke" angehören.
Benzolabkömmlinge, von denen bis heute mehrere hunderttausend bekannt sein dürften, entstehen, wenn funktionelle Gruppen an den Ring gelagert werden, durch Zusammenschluß mehrerer Ringe oder durch Anbau von Kohlenstoff-Seitenketten an den Benzolring. Einige der einfachsten und zugleich technisch bedeutungsvollsten Vertreter der Benzolabkömmlinge wollen wir in folgenden Versuchen herstellen und untersuchen.

Nitrobenzol aus Benzol

Im Gegensatz zu den Kettenkohlenwasserstoffen, bei denen dies sehr schwierig ist, läßt sich in aromatische Kohlenwasserstoffe besonders leicht die Nitrogruppe (NO_2 —) einführen.

Zur Gewinnung von Nitrobenzol benötigen wir 15 ml Benzol, 20 ml konzentrierte Schwefelsäure, 15 ml konzentrierte Salpetersäure, ferner Wasser und verdünnte Natronlauge.
An Geräten stellen wir bereit: einen Erlenmeyerkolben von 125 ml Inhalt, einen dazu passenden Gummistopfen, durch dessen Bohrung wir ein etwa 50 cm langes, nicht zu enges Glasrohr stecken, ferner einen Scheidetrichter (Inhalt etwa 150 ml) und ein Wasserbad; außerdem legen wir ein Thermometer bis 100 °C zurecht, zwei Schalen oder Töpfe werden mit Eiswasser und mit Wasser von 60 °C gefüllt. Wegen der Spritzgefahr tragen wir beim folgenden Versuch — wie stets beim Umgang mit konzentrierten Säuren — eine Schutzbrille!
In den Erlenmeyerkolben geben wir zuerst die konzentrierte Schwefelsäure und fügen dann sehr vorsichtig unter öfterem leichtem Schwenken die Salpetersäure in kleinen Portionen zu. Die erhitzte Mischung kühlen wir durch Eintauchen des Kolbens in das kalte Wasser. Nun stecken wir das Thermometer in den Kolben und fügen allmählich das Benzol hinzu. Dabei rühren wir öfter mit dem Glasstab. Steigt die Temperatur auf mehr als 50 bis 60 °C, so kühlen wir den Kolben in

dem Eiswasser, bevor weiteres Benzol eingetragen wird. Wenn alles Benzol zugegeben ist, stellen wir den Kolben mit aufgesetztem Steigrohr noch einige Zeit in das warme Wasser, dessen Temperatur wir durch Zugabe von heißem Wasser auf 50 bis 60 °C halten.
Danach wird der Kolbeninhalt in den Scheidetrichter gefüllt. Wir beobachten zwei Schichten, eine obere, die das Nitrobenzol enthält, und darunter die überschüssige Nitriersäure. Wir lassen zunächst die Säure ab, dann geben wir rund 30 ml Wasser in den Scheidetrichter, schütteln kräftig durch und trennen das Nitrobenzol ab, das jetzt, wegen seiner größeren Dichte, die untere Schicht bildet. Zur weiteren Reinigung schütteln wir mit stark verdünnter Natronlauge und zuletzt nochmals mit Wasser durch.

Das Nitrobenzol ist eine schwach gelbe, sehr giftige Flüssigkeit. (Haben wir die Temperatur zu stark ansteigen lassen, so ist es durch Dinitrobenzol stärker gefärbt.) Charakteristisch ist der intensive Duft des Nitrobenzols nach bitteren Mandeln. Seine Anwendung zur Parfümierung von Seifen usw. ist wegen der beträchtlichen Giftigkeit bei uns streng verboten. „Bittermandelaromen" enthalten heute meist den ungefährlichen Benzaldehyd.
Nitrobenzol siedet bei 210 °C und besitzt die Dichte 1,203 g/cm³ bei 20 °C. Vor dem Einatmen der schädlichen Dämpfe müssen wir uns hüten!

Anilin — Stammvater der Farben

Das Nitrobenzol ist für uns — ebenso wie für die chemische Technik — nur ein Zwischenprodukt. Wir wollen es gleich weiterverarbeiten und durch Reduktion daraus Anilin, den Stammvater der künstlichen Farbstoffe, herstellen.

Wir müssen dazu den Sauerstoff der Nitrogruppe durch Wasserstoff ersetzen, um die Aminogruppe ($-NH_2$) zu erhalten. In der Technik reduziert man das Nitrobenzol heute meist in der Gasphase, indem Nitrobenzoldampf im Gemisch mit Wasserstoff über Kupferkatalysatoren geleitet wird. Wir bevorzugen für unsere Kleinfabrikation das

ältere Verfahren, bei dem die Reduktion in der flüssigen Phase mit frisch entstehendem Wasserstoff (Wasserstoff in „statu nascendi") erfolgt. Den Wasserstoff gewinnen wir dazu aus Eisenfeilspänen und Salzsäure oder, besser, aus Zinnstückchen und Salzsäure.

Wir gehen folgendermaßen vor: Den Erlenmeyerkolben des vorigen Versuches beschicken wir mit 10 g Nitrobenzol und 15 g Eisenfeilspänen oder Zinnstückchen. Nun fügen wir zunächst 5 ml konzentrierte Salzsäure hinzu und verschließen sofort mit dem Steigrohr. Bei vorsichtigem Umschütteln setzt eine lebhafte Reaktion ein. Der Kolben erhitzt sich dabei, und wir kühlen mit mäßig kaltem Wasser so, daß die Reaktion nicht ganz zum Stillstand kommt. Von Zeit zu Zeit nehmen wir den Stopfen mit dem Steigrohr ab und fügen eine weitere Portion von 5 bis 8 ml Salzsäure hinzu. Wenn wir insgesamt 50 ml Salzsäure zugegeben haben, warten wir, bis sich die Reaktion beruhigt hat, und erwärmen dann den Kolben bei aufgesetztem Steigrohr im Freien oder unter dem Abzug etwa $^1/_2$ bis 1 Stunde lang auf dem Wasserbad.

Zum Schluß verdünnen wir das Reaktionsgemisch mit Wasser und neutralisieren mit Soda- oder Natriumbikarbonatlösung bis zur alkalischen Reaktion. Wir geben das Gemisch aus dem Kolben dazu in ein Becherglas und setzen erst das Wasser und dann die Lösung hinzu. Wir beobachten, wie sich auf dem Gemisch eine bräunliche Flüssigkeit abscheidet, die einen eigentümlichen Geruch besitzt. Es ist Anilin, das wir durch vorsichtiges Abgießen trennen können.

Besser, aber umständlicher ist es, das Anilin durch Destillation mit Wasserdampf (siehe Seite 257) abzuscheiden.

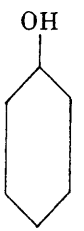
Vorsicht! (Anilin ist ein Gift der Abteilung II, das wir nur unter Verschluß und als Gift gekennzeichnet aufbewahren dürfen. Beim Umgang hüten wir uns vor dem Einatmen der Dämpfe. Am besten ist es, gleich die auf Seite 236 f. beschriebenen Versuche anzuschließen und nur eine verdünnte Lösung von Anilin in Brennspiritus als Reagens aufzuheben.)

Anilin hat als Ausgangsstoff für die Herstellung von Anilinfarben, den ersten künstlichen organischen Farbstoffen, eine symbolische Bedeutung erlangt. Bereits Runge entdeckte den ersten Anilinfarbstoff, der noch heute als Nachweisreaktion für Anilin dient.

Einige Tropfen Anilin werden mit 10 ml Wasser vermengt und eine wäßrige, filtrierte Lösung von Chlorkalk hinzugegeben. Die kräftige Violettfärbung ist auf einen Farbstoff zurückzuführen, dessen komplizierte Struktur selbst den Chemikern des 20. Jahrhunderts erhebliches Kopfzerbrechen bereitet hat. Wir bewahren das Anilin für spätere Versuche auf und bemerken abschließend, daß heute die meisten Farbstoffe

nicht aus Anilin, sondern aus anderen Verbindungen gewonnen werden. Von weiteren Benzolabkömmlingen wollen wir hier nur noch Phenol, Toluol und Naphthalin erwähnen.

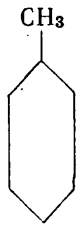
Phenol, das gleichfalls von Runge im Steinkohlenteer entdeckt wurde, ist eine aromatische Verbindung mit einer Hydroxylgruppe und damit den Alkanolen verwandt. Phenol reagiert jedoch im Unterschied zu den aliphatischen Alkanolen schwach sauer und vereinigt sich mit Alkalien leicht unter Bildung von Phenolaten. Man kann es daher in Alkalien lösen. Wir haben Phenol und die verwandten Kresole bereits bei der Verschwelung von Holz und Braunkohle erhalten. Wir können es nachweisen, indem wir zu den Teerauszügen und Schwelwässern etwas Eisen(III)-chlorid-Lösung hinzugeben. Phenol und verwandte Stoffe liefern dabei eine blaue bis blauviolette Farbreaktion. Bei den Teerextrakten kann die Färbung jedoch durch braune Trübungen verdeckt werden.



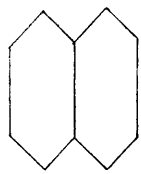
Phenol ist in reinem Zustand ein fester Stoff, der bei 40,8 °C schmilzt und bei 182,2 °C siedet. Er wird von 12 Teilen Wasser bei 16 °C gelöst, und die Lösung rötet Lackmus (nachprüfen). Umgekehrt löst auch Phenol etwas Wasser und wird dabei flüssig, wenn es nur 5 % Wasser aufgenommen hat! Wenn wir zu festem Phenol Wasser hinzufügen, so erhalten wir zunächst eine flüssige Lösung von Wasser in Phenol und darüber bei weiterer Wasserzugabe eine Lösung von Phenol in Wasser.

Durch die Entwicklung der Kunststoffindustrie ist Phenol zu einem sehr wichtigen organisch-chemischen Zwischenprodukt geworden. Die Weltproduktion dürfte heute schon fast 200 000 t pro Jahr erreichen. In der DDR werden bedeutende Mengen an Phenol durch Verschwelung der Braunkohle gewonnen. Daneben wird Phenol in zunehmendem Maße synthetisch erzeugt.

Durch Anlagerung von 2 oder 3 OH-Gruppen an den Benzolkern entstehen mehrwertige Phenole. Sie besitzen stark reduzierende Eigenschaften und werden — wie zum Beispiel das Hydrochinon — in der Fotografie als Entwickler benutzt. Das dreiwertige Phenol Pyrogallol bindet sogar begierig den Luftsauerstoff.

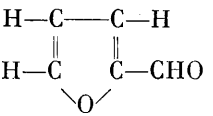


Toluol geht aus Benzol durch Anlagerung einer Methylgruppe hervor. Es ist eine Flüssigkeit, die ähnliche Eigenschaften wie das Benzol besitzt und als Lösungsmittel sowie zur Sprengstoffabrikation dient. Durch Anlagerung von 3 Nitrogruppen geht es in Trinitrotoluol über, das einer der kräftigsten Sprengstoffe ist. Auch die bei der Verschwelung in reichem Maße entstehenden Kresole sind Toluolabkömmlinge, die eine OH-Gruppe enthalten. Sie entsprechen somit dem Phenol.



Naphthalin erwähnen wir, weil es den einfachsten Vertreter eines Kohlenwasserstoffes mit mehreren Ringen darstellt. Die beiden Kohlenstoffringe haben 2 Kohlenstoffatome gemeinsam. Derartige Systeme werden als „kondensierte aromatische Verbindungen" bezeichnet.
Naphthalin ist zu fast 6 % im Steinkohlenteer enthalten. Es bildet glänzende Kristallplättchen, die bei 80 °C schmelzen und bei 218 °C sieden. Trotzdem ist Naphthalin schon bei normaler Temperatur sehr flüchtig. Wenn wir einige Naphthalinkriställchen einige Tage an die Luft legen, so werden sie zusehends kleiner und erfüllen die Luft mit einem durchdringenden Naphthalingeruch. Aus Naphthalin bestanden früher die meisten Mottenvertilgungsmittel. Heute wird Naphthalin bei der Mottenbekämpfung in zunehmendem Maße durch weniger aufdringlich duftende Stoffe ersetzt.
Aus Naphthalin wird großtechnisch die Phthalsäure hergestellt. Sie ist ein wichtiges Ausgangsprodukt für wertvolle Farbstoffe. Wir werden später einige dieser Farbstoffe selbst herstellen.
Zum Schluß wollen wir noch ein Beispiel für eine heterozyklische Verbindung bringen. Allgemein versteht man in der Chemie unter Heterozyklen Stoffe, die im Ring nicht nur Kohlenstoff, sondern auch ein oder mehrere Atome Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel oder ein anderes Element enthalten. Zu dieser außerordentlich umfangreichen Verbin-

dungsgruppe gehören wichtige Naturstoffe, wie zum Beispiel Indigo, Morphium oder einige Bausteine der Aminosäuren.
Als Beispiel einer heterozyklischen Verbindung wollen wir das Furfurol betrachten. Aus der Formel geht hervor, daß Furfurol einen fünfgliedrigen Ring aus 4 Kohlenstoffatomen und einem Sauerstoffatom enthält. Die Seitenkette verrät uns, daß Furfurol ein heterozyklisches Alkanal ist.



Wir gewinnen Furfurol aus Kleie

50 g Kleie werden in einem Glaskolben (Erlenmeyer- oder Rundkolben) mit 150 ml 10- bis 15%iger Schwefelsäure verrührt. Aus dem Kolben destillieren wir nun etwa 100 ml Flüssigkeit ab. Darin ist etwa 1 g Furfurol gelöst. Zur Abtrennung müßten wir das Destillat mit Äther oder Tetrachlormethan ausschütteln und das organische Lösungsmittel verdampfen. Wir wollen uns jedoch mit zwei einfachen Nachweisreaktionen begnügen:
Zu einem Teil der Lösung geben wir einige Tropfen Salzsäure und etwas Anilin. Bereits in der Kälte tritt eine lebhafte Rotfärbung auf.
In einem weiteren Versuch fügen wir zu der Lösung wiederum Salzsäure und einige Körnchen Phlorogluzin (ein zweiwertiges Phenol). Beim Kochen tritt eine kirschrote Färbung auf.
Beim Kochen mit verdünnten Säuren liefern bestimmte Zuckerarten — die Pentosen — Furfurol. Pentosen kommen in Kleie, Stroh und anderen Materialien vor und können auf die beschriebene Art nachgewiesen werden.

Mit diesen wenigen Beispielen wollen wir unseren Streifzug durch das Reich der 500 000 organischen Verbindungen vorläufig beenden. In den folgenden Kapiteln wenden wir uns einigen besonders wichtigen Anwendungsgebieten der organischen Chemie zu.

Werkstoffe nach Maß

5

Kunststoff gestern, heute und morgen

Sehr alt ist die Geschichte der Metalle. Das Kupfer läßt sich 7700 Jahre zurückverfolgen. Eisen- und Stahlgeräte waren vor 4000 Jahren schon in Ägypten, in China, Indien, Babylonien und Assyrien bekannt. Kunststoffe — der Fachmann rechnet darunter Plaste, Elaste, Fasern und Silikone — produziert man dagegen erst seit reichlich 50 Jahren. Trotzdem haben diese Materialien in vieler Hinsicht die alten Werkstoffe überflügelt. Aber auch unter den Kunststoffen gibt es keinen Idealwerkstoff. Auch bei ihrer Anwendung müssen Vor- und Nachteile gegeneinander abgewogen werden. Besonders die Plaste haben gegenüber Metallen den Vorteil, daß ihre Eigenschaften in gewissen Grenzen leichter beeinflußbar sind und sie damit den Erfordernissen der Praxis schneller und besser angepaßt werden können. Als Vorteile zählen weiter das geringe spezifische Gewicht, die Geruchs- und Geschmacksfreiheit der meisten Plaste, die gute Beständigkeit gegen Korrosion, gegen Säuren und Laugen, die leichte spangebende und spanlose Verformbarkeit, eine meist ausgezeichnete Färbbarkeit und die gute Isolierfähigkeit gegenüber elektrischem Strom und Wärme. Allerdings ist die Wärmeausdehnung meist größer als bei Metallen, die Wärmebeständigkeit und oft auch die Festigkeit sind geringer. Auch die Brennbarkeit mancher Plaste wirkt sich mitunter negativ aus.

Ein Ersatz?

Notzeiten bringen den „Ersatz" für fehlende Stoffe. Im ersten Weltkrieg mußten Gewebe aus Papier solche aus Wolle und Baumwolle ver-

treten. Während des zweiten Weltkrieges entstand die Tonseife, die mit der herkömmlichen Seife nur den Namen und die Form der Stückchen gemeinsam hatte. Das war selbstverständlich nur äußerst minderwertiger Ersatz.

In diesen Jahren mußten auch Kunststoffe „Ersatz"dienste leisten. Aus der Not heraus griff man häufig zu ungeeigneten Typen und zu solchen, die noch nicht genügend ausgereift und erprobt waren. Das tat dem Ruf der Kunststoffe natürlich nur Abbruch. Heute aber sind diese Werkstoffe keine „Ersatzstoffe" mehr. Wohl treten sie auch jetzt häufig an die Stelle von natürlichen Werkstoffen, aber sie übertreffen diese in vielen Eigenschaften wesentlich. Wenn man anfangs schlechte Erfahrungen mit Kunststoffen machte, so lag das auch daran, daß die neuen Stoffe zum Teil falsch eingesetzt wurden. Viele Techniker der alten Schule waren befangen, sie glaubten nicht an die Vollwertigkeit der neuen Stoffe. Oft versuchten sie, schematisch alte Konstruktionen mit den neuen Materialien zu realisieren. Stellte sich dann ein Mißerfolg ein, war selbstverständlich der „Ersatz" schuld.

Heute sind die meisten Skeptiker durch die Praxis belehrt worden. Ein Beispiel soll für viele stehen:

Lagerschalen für Landwirtschaftsmaschinen, für Schiffsschraubenwellen, Walzenstraßen und Schienenfahrzeuge können heute weitgehend aus Phenoplasten gefertigt werden. Sie sind bedeutend leichter als Bronze- oder Hartbleilager — Wichte von Phenoplast ungefähr 1,7 g/cm^3, von Bronze ungefähr 8 g/cm^3 —, haben höhere Lebensdauer und können mit Wasser geschmiert werden. Phenoplast-Lagerschalen in Walzwerken halten 120mal länger als solche aus Hartblei. Kugelgelenkschalen aus Phenoplasten haben sich während einer zweijährigen Probezeit in einem Straßenbahnwagen der Dresdner Verkehrsbetriebe hervorragend bewährt. Die DDR hat eine hochentwickelte Chemieindustrie, die mit ihrem Produktionsumfang an siebenter Stelle in der Welt steht. Betrachten wir die Pro-Kopf-Produktion, so steht unsere Republik sogar an zweiter Stelle. Besondere Bedeutung kommt der Erzeugung von Plasten zu. Im Jahre 1965 stellten wir erstmals mehr als 200 000 t Plaste her. Im Jahre 1970 sollen es etwa 340 000 t sein, also 20 kg pro Kopf der Bevölkerung. Dabei werden wir uns vor allem auf die Produktion hochwertiger Plasttypen konzentrieren und vor allem auch die vielfältigen Möglichkeiten nutzen, die sich aus dem Aufbau der petrolchemischen Industrie ergeben. So soll die erste Ausbaustufe von Leuna II täglich für 1,5 Mill. M Plastgrundstoffe herstellen, aus denen schließlich in den unterschiedlichsten Produktionsverfahren für 10 Mill. M Plasterzeugnisse werden.

Schon diese Zahlen zeigen uns die Bedeutung, die heute die Kunst-

stoffe — und unter ihnen besonders die Plaste — gewonnen haben. Wir wollen uns nun vom Standpunkt des Chemikers mit diesen Stoffen befassen.

Riesen unter den Molekülen

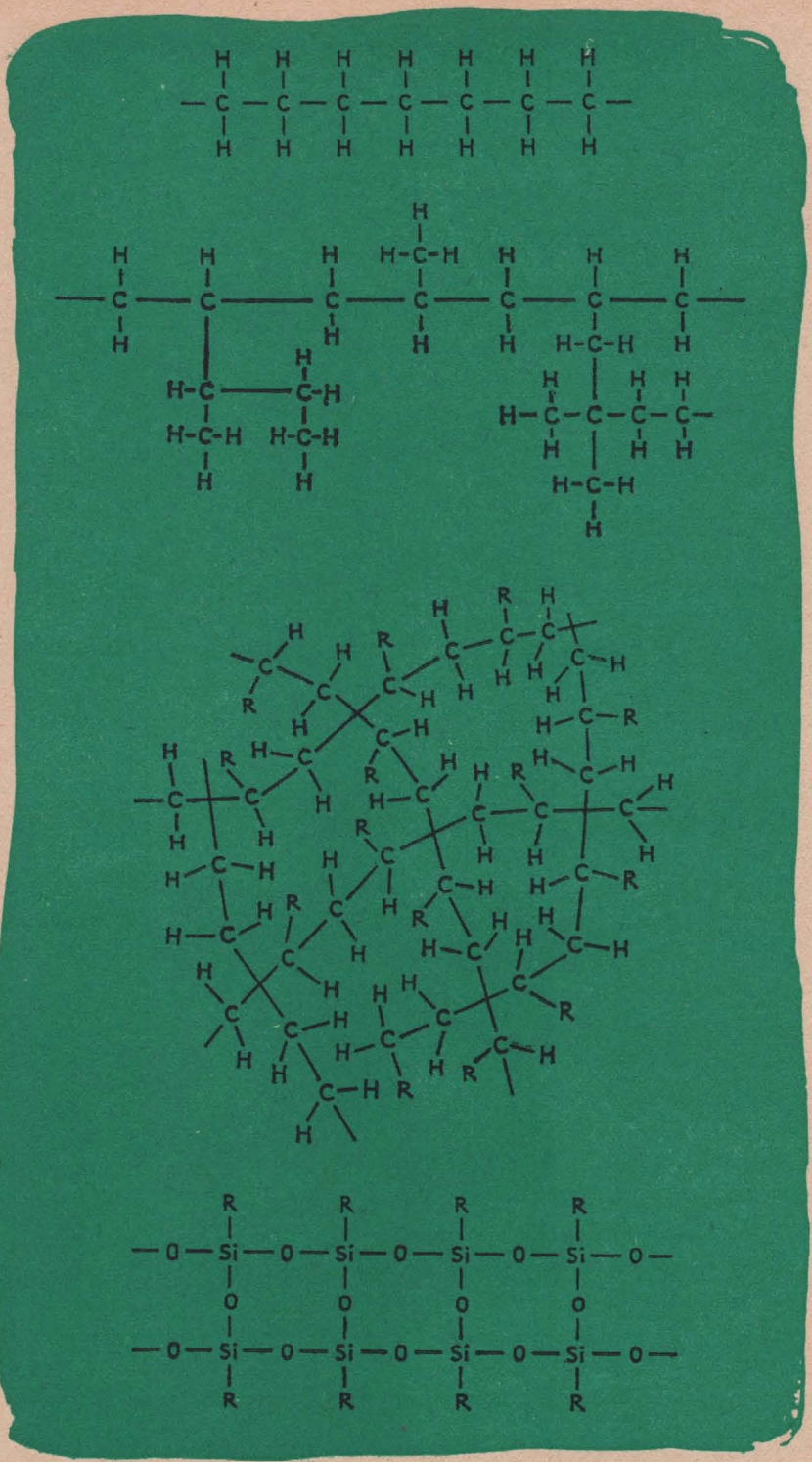
Das Normblatt TGL 15 371 bezeichnet Plaste als „Materialien, deren wesentliche Bestandteile aus solchen makromolekularen organischen Verbindungen bestehen, die synthetisch oder durch Umwandlung von Naturprodukten entstehen. Sie sind in der Regel bei der Verarbeitung unter bestimmten Bedingungen plastisch formbar oder sind plastisch verformt worden."

Die relative Molekülmasse des Wasser beträgt 18, die des Traubenzuckers 180. Zwar ist das Traubenzuckermolekül groß im Vergleich zu dem des Wassers, aber es ist noch kein Riesenmolekül. Riesenmoleküle — Makromoleküle nennt sie der Chemiker — bestehen aus Verbänden von tausend bis zu einigen Millionen Atomen. Ihre relative Molekülmasse ist nicht durch eine bestimmte Zahl ausdrückbar, wir können immer nur Grenzen angeben.

Der Mensch hat gelernt, Makromoleküle anfangs im Labor und später im großtechnischen Maßstab aus einfach gebauten, sogenannten monomeren Verbindungen herzustellen. Die Anzahl monomerer Verbindungen, die sich zum hochmolekularen Stoff, dem Polymeren (polys = viel, meros = Teil), zusammenlagern, nennen wir den Polymerisationsgrad. Die physikalischen Eigenschaften der Plaste hängen wesentlich vom Polymerisationsgrad ab. Sie werden aber auch bestimmt durch die Art der Zusammenlagerung. Man unterscheidet hier Ketten mit oder ohne Verzweigungen, Knäuel und Netze. Die nebenstehenden schematischen Abbildungen sollen einen Eindruck geben, wie sich die Atome bei den verschiedenen Formen der Zusammenlagerung anordnen. Wir sehen (von oben nach unten) Kette, verzweigte Kette, Knäuel und Netz.

Durch Streckung ist es zum Beispiel möglich, die Molekülketten im Knäuel weitgehend parallel zueinander auszurichten. Diese Verschiebung der Moleküle in Richtung einer Hauptachse hat eine Änderung der Festigkeit zur Folge. Sie nimmt in der Streckungsrichtung zu. Die Molekülketten solcher Plaste lassen sich durch Wärmeeinwirkung meist leicht gegeneinander verschieben, die Plaste werden weich, schließlich beginnen sie zu fließen. Wir nennen sie „Thermoplaste".

Sind die Ketten dagegen durch Brücken miteinander verbunden, sind sie also vernetzt, so ist eine Verschiebung durch Wärmeeinflüsse meist nicht mehr möglich. Wir sprechen dann von „Duroplasten" (durus =



hart). Am härtesten sind diese Plaste, wenn die Vernetzung in allen drei Raumausdehnungen vor sich geht. Sie können dann auch nicht mehr von Lösungsmitteln angegriffen werden.

Wir untersuchen Plaste

„Meine Hand für mein Produkt" ist zum Wahlspruch vieler Arbeiter, Techniker und Ingenieure in unseren Betrieben geworden. Fertigprodukte hoher Qualität setzen aber einwandfreie Rohstoffe voraus. Deshalb werden die Plaste auf Herz und Nieren geprüft. Hersteller und Verarbeiter interessieren sich sehr für die Ergebnisse dieses strengen Examens, denn der eine will seine Produkte ständig verbessern, während der andere erfahren möchte, welche Stoffe er auf diesem oder jenem Gebiet erfolgreich einsetzen kann.

Zu den Prüfmethoden gehören Untersuchungen von Zugfestigkeit, Härte, Biegefestigkeit, Elastizität, Wasserdampf- und Gasdurchlässigkeit, Abriebfestigkeit, Dichte, Wasseraufnahme, das unterschiedliche Verhalten in der Wärme, im Licht und gegenüber elektrischen Einflüssen, vor allem aber auch das Verhalten gegenüber Chemikalien.

Wenn wir einen Plast vor uns haben, interessiert uns vor allem, wie er zusammengesetzt ist, wie er heißt und wozu man ihn verwenden kann. Die Antwort auf diese Fragen ist bei der Fülle der im Handel befindlichen Produkte nicht immer leicht. Gute Anhaltspunkte würde die Untersuchung der chemischen Zusammensetzung liefern. Zu diesem Zweck müßten wir in einem Reagenzglas 100 bis 200 mg der trockenen Substanz mit metallischem Natrium bis fast zum Erweichen des Glases schmelzen und die Schmelze in Wasser lösen. In der Lösung könnten wir dann

Stickstoff mit Eisen(II)-sulfat, Eisen(III)-chlorid und verdünnter Salzsäure (Berliner-Blau-Reaktion),

Schwefel mit Dinatriumpentazyanonitrosoferrat (Nitroprussidnatrium) (Violettfärbung),

Chlor in salpetersaurer Lösung mit Silbernitrat (Niederschlag von Silberchlorid, gestört durch Stickstoffverbindungen),

Phosphor nach dem Eindampfen der Lösung mit Salpetersäure durch Ammoniummolybdatlösung (gelbe Fällung)

nachweisen. Vielen wird jedoch kein metallisches Natrium zur Verfügung stehen, auch möchten wir aus Sicherheitsgründen dem Ungeübten von der Natriumschmelze abraten. Wir empfehlen den einfachen Chlornachweis durch die Beilsteinprobe, die wir schon kennenlernten.

Dazu glühen wir in der nichtleuchtenden Bunsenbrennerflamme einen Kupferdraht, bis keine Grünfärbung mehr auftritt. An diesem Draht bringen wir etwas von der zu untersuchenden Substanz erneut in die Brennerflamme. Enthält die Probe Chlor oder andere Halogene, bilden sich flüchtige Kupferhalogenide, die die Flamme intensiv grün färben. Bei den herkömmlichen Plasten kommen wir zum Ziel, wenn wir uns auf die Bestimmung der Dichte, die Schmelzprobe, die Bestimmung der Erweichungs- und Fließtemperatur, auf die Brennprobe, die Untersuchung der Reaktion der Zersetzungsprodukte und des Verhaltens gegenüber Chemikalien beschränken.

Bestimmung der Dichte

Wir wägen eine blasenfreie Plastprobe, bestimmen durch Wasserverdrängung oder Ausmessen ihr Volumen und errechnen die Dichte. Bei Mischungen verschiedener Plastarten oder bei Plasten mit Zusätzen — Füllstoffen — werden die Werte in gewissen Grenzen schwanken.

Schmelzprobe

Wir stellen zunächst fest, ob der zu untersuchende Plast überhaupt schmilzt, indem wir ihn in den heißen Luftstrom einer Flamme bringen oder auf einer Metall- oder Asbestunterlage erwärmen. Auf Grund der Beobachtungen werden wir die Probe den Thermoplasten oder den Duroplasten zuordnen oder später noch feststellen müssen, ob es sich nicht grundsätzlich um eine ganz andere Gruppe handelt.

Erweichungstemperatur

Zu ihrer Bestimmung müssen wir die Plastproben — am besten Streifen von 1 cm Breite und 5 bis 10 cm Länge — in einen mit trockenem Sand gefüllten Eisentiegel stecken. Der Tiegel wird mit der kleinen Flamme eines Brenners allmählich erwärmt. In den Sand stecken wir ein Thermometer. Wenn sich die Streifen durchbiegen, lesen wir die Erweichungstemperatur am Thermometer ab. Auch mit Öl gefüllte Bechergläser sind für die Messung der Erweichungstemperaturen geeignet. (Vorsicht! Kein Wasser in das heiße Öl tropfen lassen! Gefahr des Verspritzens!)
Bei PVC — Erweichungspunkt 75 bis 77 °C — und bei Polystyrol — 80 bis 100 °C — kommen wir sogar mit Wasser aus.

Eigenschaften der Plaste

Plast	Handelsnamen	Dichte [g/cm³]	Schmelzprobe	Erweichungstemperatur [°C]	Fließtemperatur [°C]
PVC hart	Decelith H, Ekadur, Ekalon, Vinidur, PVC-Schkopau	1,38	+	75—77	160—180
PVC weich	Decelith W, Ekalit	1,30	+	—	140—160
Polystyrol	Styroflex, Styropor	1,05—1,09	+	80—100	⟨ 160
Polyamid	(Werte gelten für Dederon)	1,13	+	203	(203)
Polyäthylen	Ecelen Mirathen	0,92—0,96	+	105—130	120—160
Polymethakrylat	Piacryl	1,18	+	130—150	175—190
Polyvinylazetat	—	1,16—1,18	+	70	—
Phenoplaste	Haveg, Plastadur, Plastacart, Plastatex, Prestofol, Dekorit	1,26—1,7	—	—	—
Aminoplaste	Meladur, Piatherm, Didi, Sprelacart	—	—	—	—

Fließtemperatur

Ähnlich können auch die Fließtemperaturen bestimmt werden, das heißt die Temperaturbereiche, in denen die Plaste zähflüssig werden. Wir bedenken aber, daß sich manche Plaste schon vor dem Erreichen der Fließtemperatur zersetzen.

Brennprobe			Zersetzungsprodukte			
Brennbarkeit	Flammenfarbe	Bemerkungen	Farbe	Reaktion basisch	Reaktion sauer	Geruch
schwer	grünlich	brennt nicht allein	weiße Dämpfe	—	+	nach HCl
schwer	grünlich	kann weiterbrennen	weiße Dämpfe	—	+	nach HCl und Weichmacher
selbstbrennend	leuchtend gelb	rußende Flamme, schmilzt	weiße Dämpfe, schwerer als Luft	—	—	süßlich, blumig und nach Benzol
brennt	bläulich, gelber Saum	schmilzt, tropft fädig	bräunlich	+	—	nach verbranntem Eiweiß
brennt	erst bläulich, dann gelb	schmilzt, tropft, Tropfen brennen	weiß	—	+	nach Paraffin
brennt	gelb	ruhig brennend, rußt schwach	farblos	Anfang +	Ende +	fruchtig, süßlich
brennt	blau, gelbe Spitze	schmilzt, tropft, Tropfen brennen nicht	weiß	—	+	nach HCl und Buttersäure
schwer	gelb	platzt, verkohlt sprühend	unterschiedlich	+	—	nach Phenol, Füllstoff und Methanal
schwer, Füllstoffe evtl. brennbar	gelblich	weiße Schmorkanten, verkohlt knackend	weiß	+	—	nach Fisch, Ammoniak und Methanal

Brennprobe

Wir bringen Plastproben mit einer Tiegelzange für kurze Zeit in die Randzone einer heißen Brennerflamme. Wir beobachten, ob der Plast selbständig weiterbrennt, die Farbe der Flamme, eventuelle Ruß- oder Schwadenbildung, ob die Flamme knistert und ob das Material schmilzt

und dabei tropft. Störungen und Verfälschungen können dadurch entstehen, daß die Harze nicht rein sind, sondern Beimischungen von Weichmachern und Füllstoffen enthalten, deren Eigenschaften die des reinen Plastwerkstoffs überdecken.

Prüfung der Zersetzungsprodukte

In kleinen Reagenzgläsern erhitzen wir zerkleinerte Proben verschiedener Plaste und prüfen Geruch, Farbe und Reaktion (Lackmuspapier) der entstehenden Zersetzungsprodukte.

Chemische Beständigkeit

Die Plastproben werden durch Einlegen in verdünnte und konzentrierte Säuren und Laugen — heiß und kalt — und durch Behandlung mit organischen Lösungsmitteln auf ihre chemische Beständigkeit geprüft. Für Quellungsversuche an Folien schneiden wir uns ein Rechteck, das wir durch einen Mittelschnitt spalten. Den einen der beiden Schenkel hängen wir in ein Glas mit der Quellungsflüssigkeit — Wasser, Säuren, Basen, Benzol, Methylbenzol und andere — und lassen mindestens 5 Tage stehen. (Feuergefährlichkeit mancher Stoffe beachten!) Um Verdunstungsverluste zu vermeiden, verschließen wir die Reagenzgläser mit Wattepfropfen. Wir werden bei manchen Plasten — etwa PVC in Benzol — eine beträchtliche Vergrößerung des einen Schenkels beobachten. Wird das Material spröde, so kann das daran liegen, daß der „Weichmacher" — meist ein Ester — herausgelöst wurde.

Naturprodukte mit Korrektur

So alt wie die Menschheit ist auch ihr Kampf mit der Natur. Aus einer anfänglichen Ohnmacht den Naturgewalten gegenüber ist ein Verstehen der Zusammenhänge, ein Nutzen der Naturkräfte geworden. Die Menschen haben vor allem gelernt, die Produkte der Natur zu gewinnen und für ihre Zwecke zu verwerten.

Naturprodukte entstehen nach inneren Gesetzmäßigkeiten in Pflanze und Tier, die äußeren Bedingungen während ihrer Bildung unterliegen aber vielen Zufälligkeiten. Viele Stoffe sind deshalb mit Mängeln behaftet, die wir weitgehend ausschalten müssen, wenn wir die Stoffe für unsere Zwecke gebrauchen wollen. Wir können dazu einerseits die Umweltverhältnisse der Organismen verändern und dadurch mittelbar auf die später zu gewinnenden Produkte einwirken. Andererseits können wir die Stoffe selbst verändern, indem wir sie in unseren Fabriken physikalischen und chemischen Prozessen unterwerfen und ihre Eigenschaften in die gewünschte Richtung lenken.

Zu den „korrigierten Naturstoffen" gehören neben vielen anderen Zellulose, Kasein und Kautschuk. Sie sind Hochmolekulare und bilden lange, mehr oder weniger geknäuelte oder gestreckte Ketten, deren Grundbausteine bei der Zellulose Glukosemoleküle, beim Kasein Aminosäuremoleküle und beim Naturgummi eine Verbindung der Formel C_5H_8, das Isopren, bilden.

Am vielseitigsten ist bisher die Zellulose abgewandelt worden. Papier, Sprengstoffe, Plaste, Kunstseide und Zellwolle werden aus diesem Naturprodukt hergestellt. Zellstoff ist sehr reine Zellulose. Man gewinnt ihn aus Holz, Schilf oder Stroh nach verschiedenen Verfahren in den Zellstoffabriken. Seine Produktion ist bei uns seit 1950 ständig gestiegen. Das verdanken wir der unermüdlichen Arbeit der Werk-

tätigen in den zellstoffgewinnenden Betrieben der Republik, zu denen unter anderem der VEB Zellstoffwerk Pirna, der VEB Filmfabrik Wolfen, der VEB Zellstoff- und Papierfabrik Crossen und der VEB Zellstoff- und Zellwollewerke Wittenberge gehören.

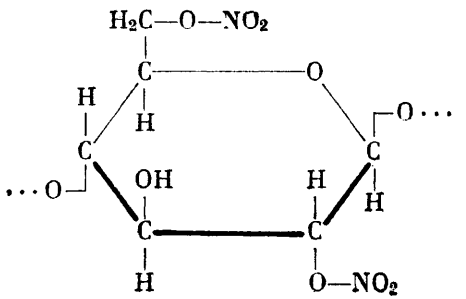
Man nehme: Zellulose, Säure und Kampfer

Auf der Suche nach einem Ersatz für Buchdruckwalzenmassen mischte der Amerikaner John Wesley Hyatt Zellulosedinitrat mit Kampfer und knetete beides gut durch. Er erhielt eine hornähnliche, elastische Masse. Mit seiner Entdeckung nahm er 1870 erfolgreich an einem Preisausschreiben teil. Es ging um den Ersatz von Elfenbein für Billardkugeln durch billigere Stoffe. Hyatts neues Material, „Zellhorn" oder „Zelluloid" genannt, wird seit 1872 fabrikmäßig hergestellt. Kämme, Schmucksachen, Billardkugeln, Spielsachen, Griffe, Bälle, Bürsten, Füllfederhalter, Zeichenwinkel, Winkelmesser und zum Teil auch Filme werden daraus gefertigt. Andere plastische Massen schienen das Zelluloid zu verdrängen, man nimmt aber auch heute noch seine außerordentlich leichte Brennbarkeit in Kauf; denn bei keinem anderen Material lassen sich so schöne Glanzeffekte erzielen wie beim Zelluloid. Die perlmuttartigen Verkleidungen an Harmonikas und Schifferklavieren zeigen uns das deutlich.

Herstellung von Zellulosenitraten

Wir geben in einen Erlenmeyerkolben, den wir zur Kühlung in ein größeres Gefäß mit kaltem Wasser tauchen, 25 ml konzentrierte Salpetersäure. Zu ihr fügen wir in kleinen Portionen 40 ml konzentrierte Schwefelsäure (siehe Seite 170). Zu 30 ml der höchstens 20 °C warmen Säuremischung, die als Nitriersäure bezeichnet wird, geben wir in ein kleines Becherglas etwas reine Verbandwatte — etwa 1 g — und lassen sie vollsaugen. (Wir vermeiden bei allen Nitrierungen von Zellulose ein Reiben oder Stoßen mit Glasstäben, weil das zur Entzündung der Zellulose führen kann.) Nach 3 Minuten — keinesfalls länger — heben wir die Watte mit dem Glasstab aus der Säure und übertragen sie in ein großes Gefäß mit Wasser. 10 Minuten lang waschen wir unsere „nitrierte" Zellulose, indem wir am besten ständig Wasser aus der Leitung in das Gefäß fließen lassen. Danach nehmen wir die Watte heraus, pressen das überschüssige Wasser ab, breiten sie möglichst flach auf einem Bogen Filtrierpapier aus und lassen sie an

der Luft trocknen. Durch die kurzzeitige Einwirkung der Salpetersäure sind an den Einzelbausteinen der Zellulose, den Glukosemolekülen, zwei der drei Hydroxylgruppen verestert worden: Zellulosedinitrat ist entstanden.



Während die nitrierte Watte trocknet, können wir mit dem Rest der Nitriersäure und weiterer Watte Zellulosetrinitrat herstellen. Wir verfahren genauso wie im vorigen Versuch, nur lassen wir diesmal die Nitriersäure 15 Minuten auf die Watte einwirken.

Weiterverarbeitung des Dinitrats

Um uns mit den Eigenschaften des Dinitrats vertraut zu machen, bringen wir kleine Proben unbehandelter und nitrierter Zellulose mittels einer Tiegelzange in die Flamme. Wir werden sehen, daß das Zellulosedinitrat um ein vielfaches schneller abbrennt als unbehandelte Zellulose.

Eine kleine Probe des Dinitrats erhitzen wir mit kleiner Flamme in einem Reagenzglas. Es zersetzt sich unter Bildung brauner Dämpfe; es entsteht Stickstoffdioxid, NO_2.

Etwa ein Drittel des Dinitrats übergießen wir in einem Reagenzglas mit einer Mischung von 2 Teilen Äthoxyäthan und 1 Teil Äthanol (Brennspiritus) und verschließen locker mit einem Stopfen. Wir erhalten je nach Menge des Lösungsmittels eine verdünnte bis hochviskose Lösung. Sie heißt Kollodium. Wir können die fertige Lösung auch aus Apotheken oder Drogerien beziehen, wenn die geschilderten Versuche aus Mangel an konzentrierten Säuren nicht durchführbar waren.

Eine kleine Menge Kollodiumlösung streichen wir auf den Handrücken aus und lassen eindunsten. (Äthoxyäthan ist feuergefährlich, Flammen löschen!) Die bestrichene Hautstelle kühlt sich stark ab (Verdunstungskälte), zurück bleibt ein durchsichtiger festhaftender Film von Kollodium. Die Lösung dient deshalb als „flüssiges Heftpflaster" zum Ver-

schluß kleiner Wunden. Auch als Lackbindemittel kommt dem Kollodium noch Bedeutung zu. Hier wird allerdings auch das Zellulosetrinitrat eingesetzt. Diese schnell trocknenden farbigen „Nitrolacke" und der farblose „Zaponlack" sind uns keine Unbekannten.

Das restliche Zellulosedinitrat feuchten wir in einem Becherglas mit Äthanol an. In einem anderen Becherglas haben wir inzwischen wenig Kampfer — sein Anteil an der Gesamtmenge des entstehenden Stoffes soll 20 bis 25 % betragen — in Äthanol gelöst. (Der bei Gliederschmerzen und Verrenkungen zur Anwendung kommende Kampferspiritus ist eine alkoholische Kampferlösung.) In die Kampferlösung bringen wir in kleinen Portionen das alkoholfeuchte Zellulosedinitrat und verrühren gut. (In der Technik mischt man etwa 1 Stunde bei einem Druck von 20 at.) Wenn die Mischung zu dick wird, müssen wir noch etwas Äthanol zusetzen. Den entstandenen Brei streichen wir nicht zu dick auf einer Metall- oder Glasplatte aus und lassen das Äthanol an einem mäßig warmen Ort verdunsten. Die fell-, platten- oder folienähnliche Masse, die wir zurückbehalten, besteht aus Zelluloid. Wir können ihre Oberfläche glätten, indem wir mit einem angewärmten Blech darüber streichen. Da der Erweichungsbereich von Zelluloid zwischen 70 und 80 °C liegt, können wir es in heißem Wasser gut verformen.

Einen Streifen des selbst hergestellten Zelluloids bringen wir mit der Tiegelzange in die Flamme. Er entzündet sich bei 240 °C und brennt sehr heftig mit heißer, gelber Flamme. Außerdem tritt ein Geruch nach Kampfer auf.

Versuche mit Zellulosetrinitrat

Das Zellulosetrinitrat wird inzwischen auch lufttrocken geworden sein. Äußerlich zeigt die „Watte" keine Veränderung, wenn wir sie aber entzünden, brennt sie blitzartig ab.

Durch Behandlung mit einer Mischung von Äthanol und Äthoxyäthan (1:1), Propanon (Azeton) oder Äthyläthanat quillt (gelatiniert) sie und bildet nach dem Ausstreichen auf einer Glasplatte ein Häutchen. Es verbrennt schnell ohne Rückstand.

Zellulosedinitrat heißt „Kollodiumwolle", Zellulosetrinitrat „Schießbaumwolle". Auf engen Raum zusammengepreßt und mit heißer Flamme gezündet (Initialzündung), explodieren sie mit großer Brisanz (zertrümmernder Wirkung). Durch das Gelatinieren verlieren sie ihre Brisanz zum Teil und sind als „Schießstoffe" zum Treiben von Geschossen gut geeignet. Zu Röhrchen, Blättchen oder Streifen verformt, bilden sie das „rauchschwache Pulver".

Holz und Harz

Vielfältig ist die Nutzung von Holz und der aus ihm gewonnenen Zellulose. Wir kennen längst noch nicht alle Möglichkeiten ihrer Verwertung. Die Biologen haben sich bemüht, die vorhandenen holzliefernden Pflanzen durch Züchtung qualitativ zu verbessern, die Techniker entwickeln ständig neue Verfahren der Holzverarbeitung, und die Chemiker wandeln das Holz vielseitig um.

Wir stellen Pergamentpapier her

Eine flache Porzellanschale füllen wir zur Hälfte mit etwa 60%iger Schwefelsäure. (30 ml konzentrierte Säure in dünnem Strahl in 15 ml Wasser gießen!) Die Säure muß kühl — möglichst 5 °C — sein. Mit einer Pinzette aus Plast — wir stellen sie uns selbst aus PVC-hart her — halten wir verschiedene Proben Filterpapier — Rundfilter und 1 cm breite Streifen —, die wir mit Bleistift numeriert haben, 5, 10, 15, 20, 25 und 30 Sekunden lang in die Säure. Dann bringen wir sie schnell in ein großes Glas mit Wasser, dem etwas Salmiakgeist zugesetzt wurde, lassen längere Zeit wässern und trocknen die Proben.

Das vorher weiche und poröse Papier ist fest geworden und hat eine glatte Oberfläche. Messen wir die Streifen aus, so stellen wir fest, daß sie geschrumpft sind. Mit unserem „Pergamentpapier" führen wir Zerreißversuche durch, indem wir die Streifen an den Enden $\frac{1}{2}$ cm breit falten, an den Faltstellen 2 Quetschhähne (zum Schrauben) befestigen, die Proben an einem Stativ aufhängen und belasten. Bei unseren Zerreißversuchen riß unbehandeltes Papier (1 cm breite Streifen aus Rundfiltern) bei einer Belastung von 450 p, während das mit Schwefelsäure behandelte noch 1750 p aushielt.

Wir wollen für die Versuche nicht zu dickes Papier nehmen. Dünnes oberflächengeglättetes Filterpapier eignet sich am besten. In der Technik zieht man Papier von 0,1 bis 0,2 mm Stärke 5 bis 20 Sekunden lang über Leitwalzen aus Glas und Gummi durch ein 15 °C warmes Bad von 73%iger Schwefelsäure. Durch sogenannte „Breithalter" wird eine zu starke Schrumpfung des Papiers verhindert.

„Vulkanfiber", das Material für Koffer usw., entsteht durch Behandlung von Papier mit Zinkchloridlösung. Die „pergamentierten" Papierbahnen werden auf eine Trommel gewickelt, wo die Schichten verfilzen. Die aufgeschnittenen Wickel ergeben Platten, die noch gewässert und gepreßt werden müssen.

Wir stellen uns eine Zinkchloridlösung her, indem wir in fast konzen-

trierte Salzsäure so lange Zink eintragen, bis die Säure verbraucht ist. (Beim Auflösen des Zinks entsteht viel Wasserstoff. Deshalb meiden wir die Nähe von Flammen und arbeiten am offenen Fenster oder unter dem Abzug.) In die Lösung, die wir durch Abgießen von dem überschüssigen Zink getrennt haben, legen wir 5 bis 10 Minuten lang Filterpapier ein. Anschließend waschen wir es gut. Das Papier ist in Pergamentpapier umgewandelt worden.

Bei diesen Vorgängen, die wir als „Pergamentierung" bezeichnen, quillt das Papier sehr stark. Gleichzeitig werden die langen Zellulosemoleküle durch teilweisen Abbau zu sogenannter „Hydrozellulose" und bei längerem Einwirken zu einem Produkt mit noch kürzeren Ketten, zum „Amyloid", umgewandelt. Dabei geht die lockere Faserstruktur des Papiers weitgehend verloren, und das Trocknen wird von einem Schrumpfungsprozeß begleitet.

Durch Äthansäure und Äthansäureanhydrid wird Zellulose in eine lösliche Form, das Zelluloseäthanat, übergeführt. Diese wird zu plastischen Massen oder nach dem Auflösen in organischen Lösungsmitteln zu Lacken, Klebstoffen, Filmen und Fasern verarbeitet. Das „Zellon", aus dem die nichtentflammbaren Filme bestehen, ist eine Mischung aus Zelluloseäthanat und Kampfer.

Vom Lichtschalter zur Autokarosse

Wenn früher die Chemiker bei Experimenten in ihren Reaktionsgefäßen als Ergebnis eine „Schmiere", ein nichtkristallisierendes Produkt erhielten, so waren sie darüber nicht besonders erfreut. Heute geht das Streben vieler Chemiker dahin, solche Schmieren herzustellen, die anschließend in technisch verwertbare Produkte umgewandelt werden sollen.

Als der deutsche Chemiker Baeyer im Jahre 1872 Formaldehyd und „Karbolsäure" zusammenbrachte, erhielt er eine schmierige, zähe Masse. Sie ging beim Erhitzen in einen festen, unlöslichen, nicht mehr schmelzbaren Stoff über. Baeyer ahnte damals noch nicht, daß das entstandene Produkt einmal große Bedeutung erlangen würde.

35 Jahre später gelang es dem Belgier Baekeland, ein zur Herstellung dieses Stoffes brauchbares technisches Verfahren zu entwickeln. Man bezeichnete das Produkt wegen seiner Ähnlichkeit mit natürlichen Harzen als „Kunstharz". Diese von Baeyer erstmalig hergestellte Verbindung wird seit 1912 produziert und „Bakelit" genannt.

Wie vieles Neue wurde auch das Bakelit anfangs sehr skeptisch aufgenommen und konnte sich nur schwer einen Platz auf dem Markt erobern. Das änderte sich schnell, als man seine wertvollen elektrischen Eigenschaften — gute Isolierfähigkeit bei hoher Festigkeit — erkannt hatte. Heute finden wir in unseren Wohnungen nur noch selten Steckdosen, Stecker und Schalter aus Porzellan. Stoffe aus der Gruppe der Duroplaste sind an seine Stelle getreten. Auch im Maschinenbau, im Kraftfahrzeugbau und anderen Industriezweigen haben das Bakelit und seine Verwandten Einzug gehalten.

35000 Tonnen Phenoplaste jährlich

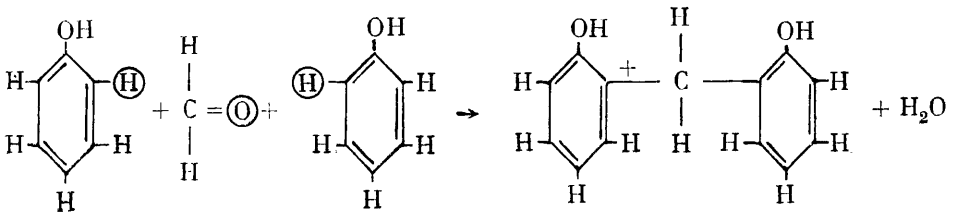
Zu den wichtigsten Plasttypen, die in der DDR produziert werden, gehören neben PVC, Polyäthylen, Polyamiden und Polystrol auch Pheno- und Aminoplaste. Die beiden letzten Arten gehören zur Gruppe der Duroplaste, jener Plaste also, die sich bei Erwärmung nicht mehr verformen lassen. Phenoplaste und Aminoplaste entstehen durch Polykondensation. Das ist ein Vorgang, bei dem sich Moleküle verschiedenartiger Stoffe zu Makromolekülen vereinigen, wobei gleichzeitig noch andere Stoffe — meist Wasser — entstehen. Die Phenoplaste sind die ältesten Plaste überhaupt. Sie sind aber nicht veraltet. Wohl sind in ihren Herstellungsprozeß Verfeinerungen eingeführt worden, an dem Grundsätzlichen hat sich nichts geändert.
Die Nachfrage nach Phenoplastprodukten ist in den letzten Jahren erheblich gestiegen, und die Herstellerbetriebe — unter ihnen VEB Plasta Kunstharz- und Preßmassefabrik Erkner, VEB Plasta Kunstharz- und Preßmassefabrik Espenhain und VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" — haben den Auftrag, ihre Produktionskapazitäten durch Erweiterung und Verbesserung der Produktionsanlagen zu steigern, so daß 1970 mehr als 35 000 t Phenoplaste die Betriebe der Republik verlassen werden.

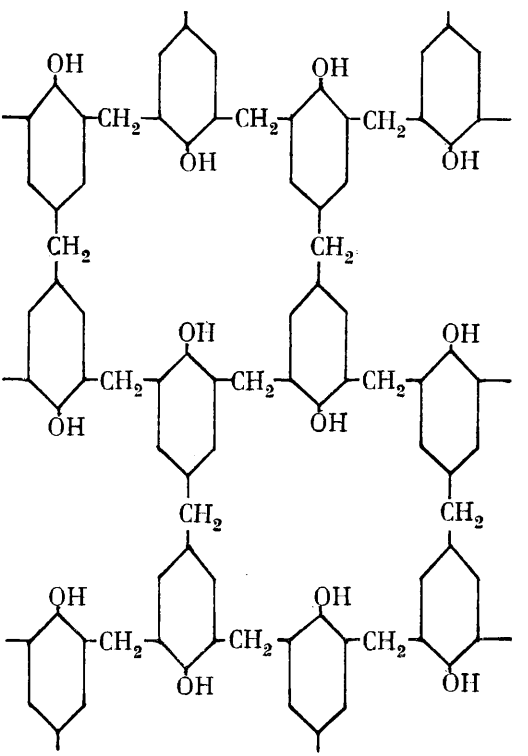
Wir fabrizieren einige Gramm Edelkunstharz

Als Ausgangsstoffe verwenden wir eine 40%ige wäßrige Methanallösung (Formalin) und festes Hydroxybenzol (Phenol) oder Methylhydroxybenzole (Kresole) beziehungsweise Mischungen aus beiden. Wer kein festes Hydroxybenzol besitzt, kommt auch mit einer möglichst konzentrierten wäßrigen Lösung aus, die als Karbolsäure gehandelt wird.
Um das Grundsätzliche der Harzbildung beobachten zu können, mischen wir in einem Reagenzglas etwa 2 g festes Hydroxybenzol (oder 4 ml Lösung) mit 3 ml Methanallösung und geben 3 Tropfen konzentrierte Salzsäure zu. Wir stellen fest, daß sich die Mischung allmählich erwärmt und schließlich von selbst zu sieden beginnt. Der Inhalt des Reagenzglases wird schlierig und zäh. Wir nehmen sofort mit einem Glasstab eine Probe. Eventuell kühlen wir auch das Reagenzglas etwas, damit die Reaktion nicht zu heftig verläuft. Nun prüfen wir die Löslichkeit der Probe in Wasser und Äthanol (Brennspiritus) oder anderen Lösungsmitteln. Die Masse löst sich. Inzwischen ist der Inhalt des Reagenzglases sehr zäh, zum Teil fest geworden. Eine wie-

derum entnommene Probe ist unlöslich, sie wird aber in der Wärme noch plastisch. Das Reagenzglas wird anschließend in ein Becherglas mit siedendem Wasser gestellt. Nach einiger Zeit wird die Masse fest. Beim Zerschlagen des Glases erhalten wir ein Stück Edelkunstharz, das rötlich aussieht, nicht mehr löslich ist und nicht schmilzt. In die Flamme gehalten, brennt es sehr schwer, färbt die Flamme gelb und verkohlt unter Funkensprühen, wobei ein intensiver Geruch nach Hydroxybenzol auftritt.

Wir wollen uns nun kurz überlegen, welche chemischen Vorgänge bei diesem Versuch ablaufen. Methanal hat ein doppelt gebundenes Sauerstoffatom. Es bildet zusammen mit Wasserstoffatomen des Hydroxybenzols Wasser. Die dadurch frei werdenden Bindungen ermöglichen eine Vereinigung der Hydroxybenzolmoleküle mit dem Restkörper





des Methanals. Diese Reaktionen wiederholen sich mehrfach, bis es schließlich zur Bildung von Ketten kommt. Die Ketten sind zunächst noch kurz, die Stoffe zähflüssig und löslich (1. Probe). Wir sprechen dann vom „Resol"zustand. Im „Resitol"zustand hat die Kettenlänge zugenommen. Der Stoff hat seine Löslichkeit fast verloren, auch ist er nicht mehr schmelzbar (2. Probe). Schließlich kommt es zur netzartigen Vereinigung der Ketten durch Methanalbrücken in allen drei Raumausdehnungen. In diesem ausgehärteten Zustand, dem „Resit"zustand, ist das Harz fest, unlöslich und unschmelzbar.

Bei der technischen Verarbeitung werden die Harze im Resolstadium in die Formen gegossen und darin ausgehärtet. Die Härtung dauert oft einige Tage. Das ist notwendig, damit das bei der Reaktion entstehende Wasser allmählich entweichen kann, da sonst trübe und blasige Produkte entstehen. Aus solchen „Gießharzen" fertigt man Knöpfe, Griffe, Billardbälle usw. Der Härtungsvorgang kann beschleunigt werden, wenn man die Harze auf besonderen Walzen bis fast an die Resitstufe vorkondensiert, dann zermahlt, in Formen füllt, mit 200 bis 250 at preßt und bei 160 bis 170 °C härtet.

In weiteren Versuchen wollen wir den Einfluß verschiedener Bedingungen auf den Reaktionsverlauf untersuchen. Wenn wir bei einem p_H über 7, das heißt im alkalischen Bereich arbeiten und außerdem einen Überschuß an Methanal nehmen, verläuft die Reaktion wesentlich langsamer, wir können sie im Resolzustand unterbrechen.

Phenolharze als Lacke und Leime

In einem kleinen Becherglas erhitzen wir vorsichtig im Wasserbad 10 g Hydroxybenzol mit 15 ml Methanallösung und $^1/_2$ ml 30%iger Natronlauge. Die Masse wird nach längerem Erhitzen zähflüssig. Wenn eine mit dem Glasstab entnommene Probe beim Abkühlen fest wird, unterbrechen wir das Erwärmen des Becherglases und gießen etwas von dem noch im Resolzustand befindlichen Harz in ein Reagenzglas, das zu einem Drittel mit Brennspiritus oder Methanol (Vorsicht! Gift!) gefüllt ist.

Das Harz löst sich. Mit der Lösung können wir kleine Metallgegenstände lackieren. Der Lack bleibt klebrig, er muß noch ausgehärtet — eingebrannt — werden. Das geschieht durch vorsichtiges Erhitzen der lackierten Proben auf maximal 160 °C. Wir nehmen dazu den heißen Luftstrom einer Brennerflamme oder einen Trockenschrank. Auch Backröhren in der Küche sind gut geeignet. Der Lack haftet nach dem Einbrennen fest auf dem Metall, ist beständig gegen Säuren und Lau-

gen, hart, biege- und schlagfest. Solche Lacke haben in vielen Industriezweigen die alten Naturlacke abgelöst.

Zum Lackieren von Holzgegenständen verwendet man selbsthärtende Lacke. Um einen recht brauchbaren Lack dieser Art zu gewinnen, erhitzen wir im siedenden Wasserbad ein Becherglas mit 7 g Hydroxybenzol, 10 ml Methanallösung und 0,5 g Äthandisäure (Oxalsäure). Nach etwa 30 Minuten wird der Inhalt des Glases weißlich und zäh. Nun setzen wir 4 Tropfen 38%ige Salzsäure zu und erhitzen kurze Zeit weiter. Es bilden sich zwei Phasen. Die obere wäßrige Phase gießen wir ab und lösen den zähen weißen Rest in Brennspiritus auf. Mit der Lösung lackieren wir verschiedene Holzgegenstände. Der Lack ist nach 20 Minuten zäh, nach 40 Minuten bildet er einen festen, glänzenden Überzug.

Phenolharze im Resolzustand eignen sich auch als Leime für Verbindungen von Holz mit Holz und Holz mit Metall. Die Verbindungen sind sehr fest und werden heute vor allem im Flugzeugbau mehr und mehr angewendet.

Wir stellen uns zunächst wieder aus Hydroxybenzol, Methanal und Natronlauge durch Erhitzen zähflüssiges Resolharz her. Von zwei dünnen Holzscheiben, die wir leimen wollen, bestreichen wir eine mit dem Harz, die andere mit konzentrierter Salzsäure. Beide Scheiben pressen wir mit Klemmen zusammen und erwärmen sie einige Minuten im heißen Luftstrom oder Trockenschrank. Die Salzsäure wirkt als Härter, sie führt das Harz in den Resitzustand über. Die Scheiben kleben nach dem Abkühlen sehr fest zusammen. Sollte der Versuch nicht sofort gelingen, müssen wir ihn mit Geduld wiederholen.

Die Technik stellt Sperrhölzer und Schichthölzer durch Phenolharzverklebungen her. Auch als Kittsubstanz für Bürsten und Pinsel und in der Elektroindustrie zum Verbinden von Glas und Metall (Glühlampen, Rundfunkröhren, Leuchtstoffröhren) haben sich Phenolharze gut bewährt.

Wir wollen es bei der Phenolharzherstellung jedem selbst überlassen, die Versuche weitgehend abzuwandeln, andere Mengen an Ausgangsstoffen, vor allem aber andere Katalysatoren zu nehmen. So kann beispielsweise die Salzsäure durch Zugabe von erbsengroßen Mengen wasserfreien Natriumsulfits, die Natronlauge durch 25%iges Ammoniumhydroxid ersetzt werden. Wenn wir Natriumsulfit verwenden, müssen wir zwar sehr lange — 1 bis 2 Stunden — erwärmen, es bilden sich jedoch sehr schöne kompakte Stücke von Edelkunstharz.

Mit Füllstoff wird es mehr... und besser

Der weitaus größte Teil der Phenoplaste wird mit Zusatzstoffen verarbeitet. Diese „Füllstoffe" können dem Pflanzen- und Tierreich entstammen, aber auch mineralischer Natur sein. Häufig finden Holzmehl, Kork, Papier, Baumwolle, Faserreste und Haare, aber auch Graphit, Schiefer, Glimmer, Kieselgur, Asbest und Glaswolle Verwendung. Die Füllstoffe haben drei Aufgaben. Sie sollen zunächst die Mischung strecken und dadurch verbilligen, ferner die mechanischen Eigenschaften verbessern und schließlich einen Teil des Wassers aufnehmen, das bei der Polykondensation entsteht.

Eine Mischung, die für Bauteile der Elektroindustrie, für Griffe, Beschläge usw. geeignet ist, besteht aus

50 % Phenolharz im Resolzustand,
40 % Holzmehl,
7 % Hexamethylentetramin,
2 % Magnesiumoxid und
1 % Magnesiumstearat.

Das Magnesiumoxid dient zur Neutralisation von Säurespuren im Harz, Hexamethylentetramin spaltet beim Erwärmen Methanol und Ammoniak ab und bewirkt damit die spätere Vernetzung im alkalischen Zustand. Magnesiumstearat ist ein Gleitmittel und verhindert das Kleben der Mischung an den Verarbeitungsgeräten.

Bei der technischen Verarbeitung wird das Harz zunächst gemahlen, mit den Füllstoffen vermengt und dann auf geheizten Walzen gut durchgeknetet. Das Kneten muß zur rechten Zeit abgebrochen werden, damit das Harz nicht zu sehr aushärtet. Nach dem Abkühlen wird es fein gemahlen. Es entsteht ein Preßpulver, das wiederum in Formen unter hohem Druck — 200 bis 800 at — bei etwa 160 °C ausgehärtet wird.

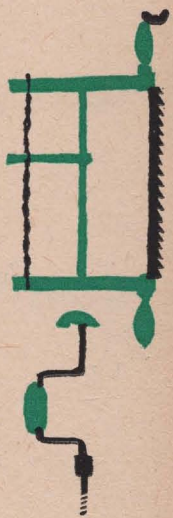
Wir kennen und schätzen die Preßmassen in der Spielwarenindustrie, im Haushalt, in der Elektroinstallation, als Verpackungsmaterial, Möbelbeschläge, Kamera- und Radioteile. Die Kunststoffkarosserie des Kleinwagens „Trabant" aus dem VEB Sachsenring in Zwickau enthält neben Kresol-Formaldehyd-Harz Abfälle aus Baumwollspinnereien. Je 65 dünne Lagen, die mit dem gemahlenen Plast bestreut sind, werden bei 40 at und 160 °C in rund 10 Minuten zu 4 mm dicken Karosserieteilen verarbeitet.

Ein leichtes, festes, witterungsbeständiges und schwer brennbares Plattenmaterial wurde von einem Ingenieurkollektiv im VEB Versuchsbetrieb für Faserbaustoffe in Pirna entwickelt. Es enthält neben Kresol-Formaldehyd-Harz noch Gips und Glasfäden und wird „Glakresit"

genannt. Leichte und witterungsbeständige Fensterteile aus Glakresit sind in der Erprobung. Für Wochenendhäuser, im Schiffs- und Maschinenbau und in der Möbelindustrie hat sich das neue Material schon bewährt.

Herstellung einer Preßmasse

Es ist nicht leicht, die technischen Vorgänge der Herstellung von Preßmassen nachzuahmen. Wir müssen uns damit begnügen, ein selbst hergestelltes Harz mit Füllstoff zu strecken und auszuhärten. In einem Eisentiegel kochen wir zunächst wieder aus 7 Teilen Hydroxybenzol und 10 Teilen Methanallösung unter Zusatz von wenig konzentrierter Natronlauge das Harz bis zum Resolzustand. Ist dieser erreicht, was wir an der Zunahme der Zähigkeit feststellen, so rühren wir noch vor dem Erstarren Holzmehl unter die Masse. Wir achten aber darauf, daß der Anteil an Füllstoff nicht mehr als 50 % der Gesamtmasse beträgt. Nun können wir den Ansatz erstarren lassen und im Mörser zu Preßpulver zerreiben.



Außerdem stellen wir uns etwas Hexamethylentetramin her, indem wir in einer Porzellanschale 6 ml Methanallösung (40 %) mit 10 ml konzentriertem Ammoniumhydroxid (25 %) versetzen und vorsichtig (Temperatur nicht über 100 °C, Wasserbad nehmen!) zur Trockne eindampfen. Den weißlichen, kristallinen Rückstand zerreiben wir gleichfalls und mischen ihn unter das Preßpulver. Das Preßpulver wird dann in eine Form aus Eisen oder Blei gedrückt und im Sandbad bei 160 °C gehärtet. Wenn wir keine Form haben, härten wir in einem Reagenzglas und erhalten so einen „Plastadur"stab, an dem wir die verschiedenen Bearbeitungsmöglichkeiten — sägen, bohren, feilen — probieren.

Herstellung eines Schichtpreßstoffs

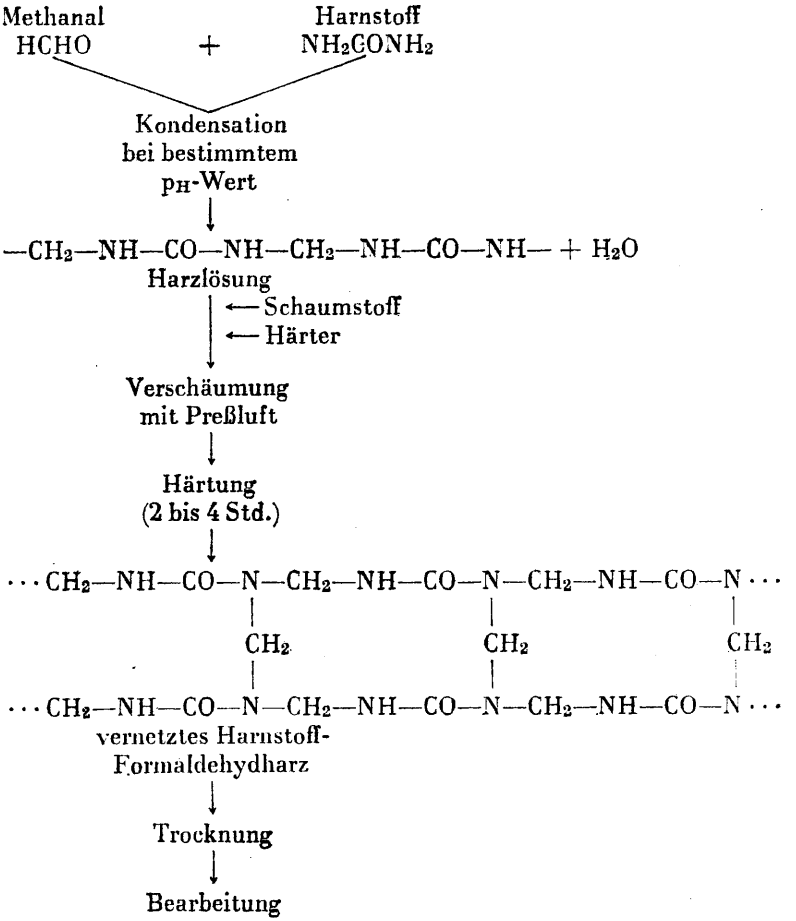
Die Herstellung eines Schichtpreßstoffs auf Papierbasis, sogenanntes Hartpapier oder „Plastacart", ist sehr eindrucksvoll. Wir erhitzen 10 g Hydroxybenzol mit 13 ml Methanallösung und 7,5 ml 25%igem Ammoniumhydroxid, bis sich eine zähflüssige Masse bildet. Die darüber stehende klare, wäßrige Schicht trennen wir ab. Das Harz lösen wir in Äthanol (Brennspiritus) auf und tränken mit der Lösung 20 bis 30 kleine Papierblätter von 5 mal 3 cm^2. Die Papierblätter werden auf einen Draht gefädelt und etwa $\frac{1}{2}$ Stunde bei 80 °C im Trockenschrank oder an einem anderen warmen Ort getrocknet. Dann legen wir sie

übereinander und pressen sie zwischen zwei möglichst glatten, etwa 1 mm starken Blechen (Aluminium eignet sich am besten) mit zwei Schraubzwingen oder in einem kleinen Schraubstock fest zusammen.
Die Aushärtung erfolgt nun bei mindestens 150 °C mehrere Stunden lang. — (Wir erzielten mit Härtezeiten von 10 Stunden bei 150 bis 160 °C im Trockenschrank sehr gute Ergebnisse.) Dann lassen wir langsam bis fast auf Zimmertemperatur abkühlen und lösen die Verschraubung. Wir werden erstaunt sein, wie wenig unsere Probe den technischen Hartpapieren, die unter der Bezeichnung „Plastacart" im Handel sind, nachsteht. Sie ist fest, läßt sich gut sägen und bohren.
Besonders widerstandsfähig sind die auf ähnliche Weise hergestellten Hartgewebe. Zahnräder aus diesem Material zeichnen sich durch geräuschlosen Gang, Lagerelemente durch große Lebensdauer aus. Auch Bremsbacken, Rollen und Scheiben, Isolierteile, Reibkupplungen und -räder, Schrauben und Muttern für elektrische nichtleitende Verbindungen werden aus Hartgewebe hergestellt.
Die Schichtpreßstoffe aus Phenoplasten sind für die Industrie unentbehrlich geworden. Sie haben aber schon einen Konkurrenten in jenen Materialien, die durch Verbindung von Glasseidensträngen und -matten mit ungesättigten Polyesterharzen entstehen.
Noch behaupten die Phenoplaste ihren ersten Platz unter den Polykondensationsprodukten, den sie ein halbes Jahrhundert innehatten. Es ist aber vorgesehen, die Produktion von Aminoplasten bis 1970 (angenommen 100%iges Harz und bezogen auf 1963) um 1735 % zu steigern, während die Phenoplastproduktion nur um 135 % anwachsen soll.

13mal leichter als Kork

Kork war bisher immer der Inbegriff des Leichten unter den festen Materialien. Wenn wir einen Korkstopfen in der Hand halten, merken wir kaum sein Gewicht. Schon viele sind durch die Frage „Wieviel wiegt eine Korkkugel von 2 m Durchmesser?" verblüfft worden. Machen wir doch selbst einmal den Versuch bei Freunden und Bekannten. Sie wiegt immerhin 8,372 dt. Die Kugel schwimmt im Wasser, aber den Stärksten von uns würde es nicht gelingen, sie herauszuheben.
Eine gleich große Kugel aus dem geschäumten Plast „Piatherm N" wiegt dagegen nur 0,586 dt. Piatherm ist nämlich rund 13mal leichter als Kork und 65mal leichter als Wasser.
Am Piatherm wollen wir uns die chemische Beschaffenheit einer wei-

teren Gruppe der Duroplaste klarmachen, der Aminoplaste. Sie sind Polykondensationsprodukte aus Aminen und Methanal. Das Piatherm entsteht aus Harnstoff und Methanal.



Piatherm wurde im VEB Stickstoffwerk Piesteritz entwickelt. Es kommt vorwiegend in Form von Platten in den Handel. Diese sind außerordentlich schallschluckend und haben eine äußerst geringe Wärmeleitfähigkeit. Deswegen findet Piatherm besonders in der Kältetechnik als Isoliermaterial Verwendung. Auch für die Umkleidung von Rohrleitungen und Behältern ist es gut geeignet. Piatherm verträgt eine Belastung bis zu 1000 kp/m^2. Es kann deshalb in Häusern zur Trittschallisolierung unter Estrich verlegt werden. In Theatern, Opernhäusern und Konzertsälen wird die Akustik durch Auskleidung mit Piatherm verbessert.

Isolieren mit Piatherm

Wir besorgen uns einige Piathermabfälle aus Installationsbetrieben oder aus HO und Konsum, wo die Platten zur Weihnachtszeit bei der Schaufensterdekoration verwendet werden, und untersuchen die Isolierfähigkeit. Im einfachsten Falle setzen wir zwei verschieden große Bechergläser ineinander und füllen den Zwischenraum mit Piatherm aus. In dieser einfachen Anordnung hält warmes Wasser sehr lange seine Temperatur, wovon wir uns leicht durch Messungen überzeugen können.

Herstellung eines Isolierschaumstoffs

Wir lösen in einem großen Reagenzglas 3 g Harnstoff in möglichst hochkonzentrierter (40%iger) Methanallösung. In einem zweiten Glas versetzen wir $^1/_2$ ml eines Kopfwaschmittels mit 2 Tropfen 20%iger Salzsäure, gießen beide Lösungen zusammen und schütteln so lange, bis sie restlos geschäumt sind. Dann erwärmen wir das Glas mit kleiner Flamme; der Schaum erstarrt. Wir warten 10 Minuten, erwärmen noch einmal leicht, lassen abkühlen und zerschlagen dann das Reagenzglas. Wir haben einen festen weißen Schaum erhalten. Seine Poren sind jedoch größer als beim Handelsprodukt Piatherm.

Harnstoffharz im Reagenzglas

Die Herstellung von Harnstoffharz unterscheidet sich nicht wesentlich von dem soeben beschriebenen Verfahren. Wir füllen ein Reagenzglas zu einem Drittel mit einer gesättigten Lösung von Harnstoff in Methanal, geben 2 Tropfen 20%ige Salzsäure zu und erhitzen mit kleiner Flamme bis zum Sieden der Mischung. Sie siedet von allein weiter, trübt sich schließlich und wird schnell gummiartig fest. Nun setzen wir das Glas mindestens 20 Minuten lang in ein siedendes Wasserbad. Das Harnstoffharz wird ausgehärtet. Die klare bis weißliche Masse, die wir nach dem Zerschlagen des Glases erhalten, ist sehr fest.
Harnstoffharze dienen zur Herstellung von Haushaltwaren, Geschirr, Tabletts usw., von Griffen, Knöpfen und Behältern. Erfolgt die Herstellung im neutralen Zustand, so kann die Kondensation im Resolstadium abgebrochen werden. Das sirupartige Harz, das entsteht, ist wasserlöslich. Es wird als „Kauritleim" gehandelt.

Wir stellen „Kauritleim“ her

In einem Rundkolben mit aufgesetztem Rückflußkühler erhitzen wir eine Mischung von 15 g Harnstoff, von 25 g 30%igem Methanal und 3 Tropfen konzentrierter Natronlauge mit kleiner Flamme zum Sieden. Nach 15 Minuten unterbrechen wir den Vorgang, lassen abkühlen und prüfen, ob die Masse zähflüssig geworden ist. Ist das der Fall, so rühren wir eine Probe davon mit ganz wenig Wasser an und streichen damit die eine Seite eines Brettchens dick ein. Ein anderes Brettstück tränken wir mit dem Härter. Wir prüfen in 3 Versuchen die Wirkung von Salzsäure, Methansäure und konzentrierter Ammoniumchloridlösung. Bei Verwendung von Ammoniumchlorid als Härter dürfen wir die Leimschicht nicht zu dick auftragen. Ammoniumchlorid zersetzt sich in der Wärme, es bildet HCl und NH_3. Das führt zur Rißbildung, die Leimung wird zerstört.
Die Proben werden fest aufeinandergepreßt. Der Leim hat nach 15 bis 20 Stunden abgebunden. Wir kommen etwas schneller zum Ziel, wenn wir im Trockenschrank bei 80 bis 100 °C oder auf dem Ofen einige Zeit, mindestens 30 Minuten, erwärmen. Kauritleime und ihre Verwandten sind für Verleimungen von Schichtpreßholz, von Vulkanfiber, für Furnierleimung und für den Modellbau bestens geeignet. Die Leimungen sind vor allem widerstandsfähig gegen kaltes und heißes Wasser.

Für lernende Akrobaten – der Teller aus Meladur

Es versetzt immer wieder in Erstaunen, wenn wir in einem Zirkus oder im Varieté sehen, wie Akrobaten auf langen Bambusstangen kreisende Teller balancieren.
Das muß man doch auch können . . .! Zu Hause wird dann probiert. Aber ach, schon nach wenigen Sekunden liegt der erste Teller in Scherben auf dem Boden, weitere folgen. Man müßte unzerbrechliche Teller haben! Kein Problem, schon seit einigen Jahren verlassen Teller, Tassen, Schalen und Kannen aus „Meladur“, einer Preßmasse, die zu den Aminoplasten gehört, den VEB Preßstoffwerk „Dr. Erani“ in Spremberg. Sie sind bruchfest, geruch- und geschmackfrei, kochfest und leicht. Ein flacher Teller von 234 mm Durchmesser wiegt nur 265 g, der gleich große Teller aus Steingut dagegen 480 g. Das ist nicht nur eine Erleichterung für das Gaststättenpersonal, sondern auch ein Vorteil für die vielen fahrenden, schwimmenden und fliegenden Küchen der Mitropa, der Schiffahrt und der Interflug. Als schlechter Wärmeleiter hält

Meladur die Speisen lange warm. Aber auch für Haushaltgeräte, Spielwaren, Bürobedarf, Tür- und Möbelbeschläge, für die sanitäre und die Elektroinstallation wird Meladur gern genommen. Hartpapiere aus Melaminharz heißen „Sprelacart". Wegen der guten Licht- und Farbbeständigkeit kann man ihnen im Gegensatz zu Plastacart helle, reine Farbtöne geben. Das wieder macht ihre Verwendung für Bau- und Dekorationsplatten, Schalttafeln, Wand- und Möbelbeschläge und für Schilder möglich.

Aus dem VEB Stickstoffwerk Piesteritz kommt das Medikament „Acetophen". Es hat schon vielen Menschen geholfen, die quälenden Kopfschmerzen oder eine Erkältungskrankheit zu vertreiben. Der Betrieb liefert die Tabletten zum Teil in geschmackvollen blauen Plastschachteln mit Schiebedeckel. Auf dem Boden der Schachtel lesen wir: „Verpackung DIDI Preßmasse, geruchlos — geschmackfrei." Wir lernen mit dem DIDI eine dritte Art von Aminoplasten kennen, die sich vom DIcyan-DIamid ableitet. DIDI Preßmassen unterscheiden sich in ihren Eigenschaften nicht wesentlich vom Meladur. Sie werden auch wie dieses eingesetzt.

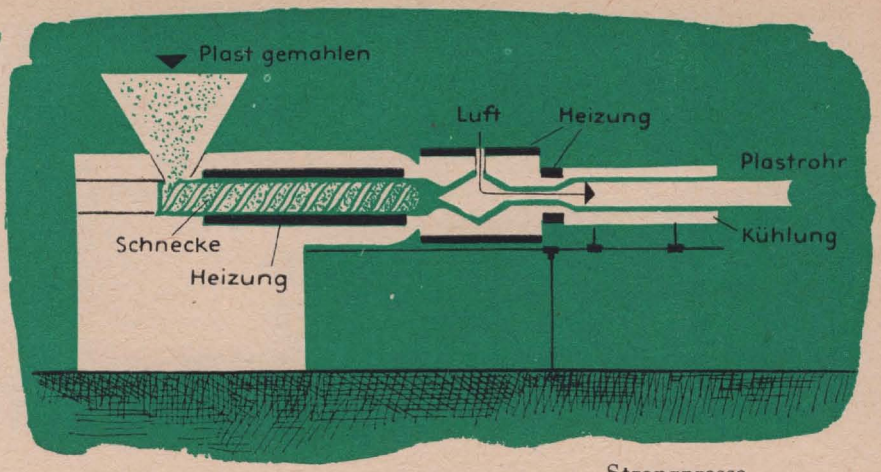
Wenn wir mit der Tablettenschachtel die Flammenprobe ausführen, bestätigt uns der Geruch nach Ammoniak, Methanal und Fisch, daß DIDI ein Aminoplast ist.

Die Familie der Thermoplaste

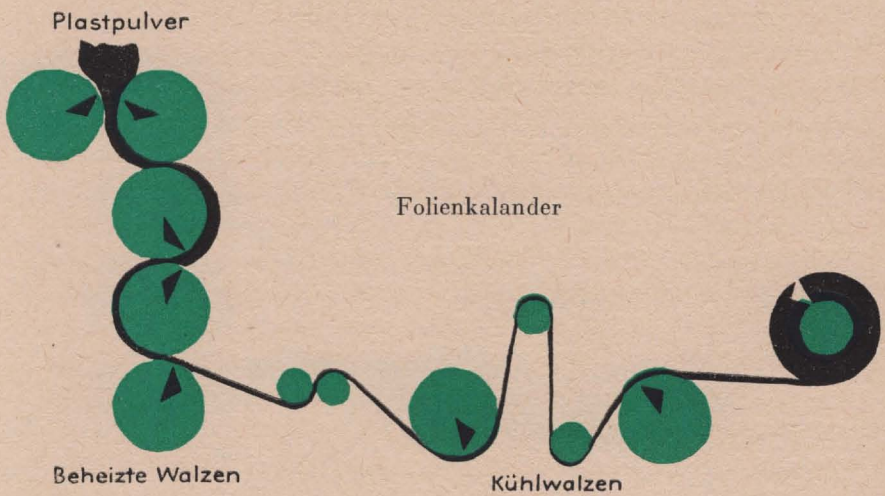
Plaste können auf sehr unterschiedliche Weise ihre endgültige Form erhalten. Man kann sie gießen und pressen, walzen, ziehen und blasen, schäumen, verspinnen, schweißen und kleben, aber auch hobeln, fräsen, drehen, bohren und schleifen. Die Chemiker entwickeln ständig neue Typen von Plasten. In gleichem Maße müssen Ingenieure und Techniker neue Maschinen zu ihrer Verarbeitung konstruieren. Man muß die Eigenarten der verschiedenen Typen besonders beachten, vor allem, wenn sie Füllstoffe, Weichmacher, Stabilisatoren und ähnliche Zusätze enthalten. Sehr wichtig ist die Temperaturkontrolle bei der Verarbeitung von Thermoplasten. Diese sind bekanntlich Stoffe, die durch Einfluß von Wärme beliebig oft in einen plastischen Zustand übergeführt werden können. Beim Erkalten werden sie wieder hart. Die Maschinen müssen mit Temperaturmeßgeräten und automatischen Temperaturreglern versehen sein, denn sonst kann es zur Überhitzung und damit zur Zersetzung des Materials kommen.
Thermoplaste werden meist auf Strangpressen, Spritzgußmaschinen und Kalandern verarbeitet.

Aufbau und Abbau von Polystyrol

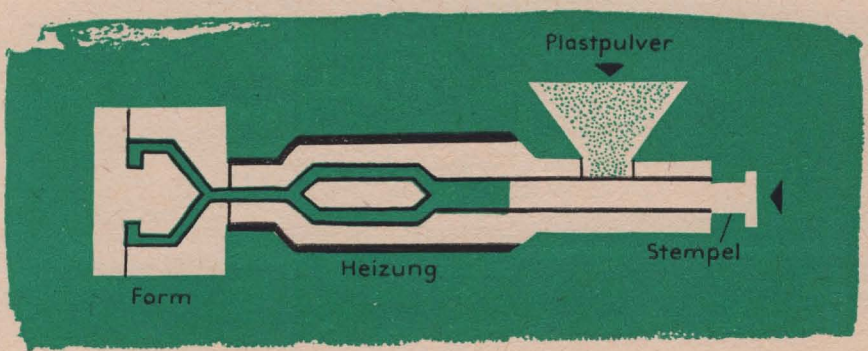
Spulen, Röhrensockel, Abdeckplatten, Skalen, Kabelschellen, Akkumulatorenkästen, Werkzeuggriffe, Tonband- und Filmspulen, Lampengehäuse, Klemmleisten, Behälter, Rasierapparate, Spielzeug, Eßgeschirr, Salatbestecke, Möbelbeschläge, Puderdosen, Flaschenkappen, Gehäuse, Schalterknöpfe, Füllfederhalter . . .. Die Liste ist noch lange nicht zu



Strangpresse



Folienkalander



Spritzgußmaschine

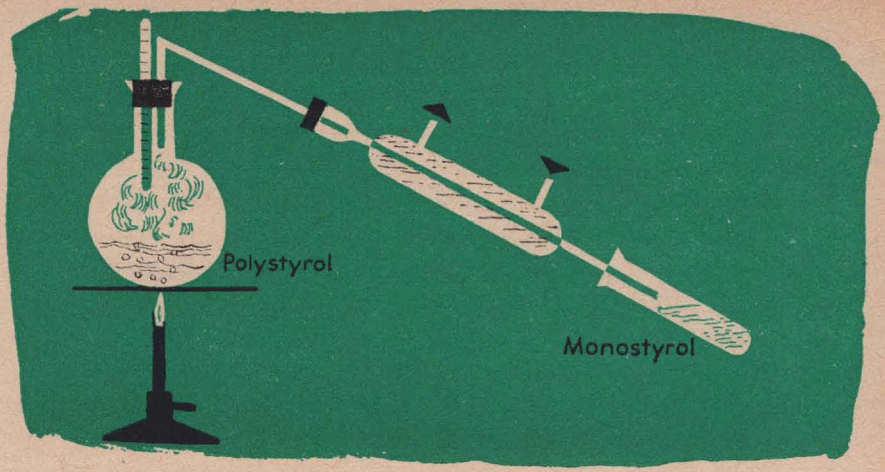
Ende, denn Polystrol kann auch als Folie in Dicken von $^2/_{100}$ mm im Kondensatorbau und als Styroporschaum zur Isolation in der Kältetechnik Verwendung finden. Wir wollen uns für die folgenden Versuche eine Menge möglichst ungefärbte Polystyrolstücke beschaffen. Vielleicht ist irgendwo ein Blumenuntersetzer, eine Kompottschale oder eine Tonbandspule entzweigegangen. Wenn wir nicht genau wissen, ob wir Polystyrol vor uns haben, machen wir schnell die Brennprobe — rußende Flamme, blumiger, süßlicher Geruch verraten das Polystyrol. Haben die Gegenstände beim Hinwerfen einen metallischen Klang, so können wir sicher sein, daß es das Gesuchte ist.

Alle polymeren Produkte sind, wie wir bereits hörten, aus Monomeren entstanden. Bei den Thermoplasten heißt das Verfahren ihrer Bildung „Polymerisation". Es ist eine Vereinigung von Molekülen mit Mehrfachbindungen zu Makromolekülen, ohne daß Nebenprodukte entstehen. Bei vielen Polymerisaten, zum Beispiel beim Polystyrol, gelingt der Vorgang in umgekehrter Richtung, das heißt, wir können das Monomere zurückgewinnen. Man spricht dann von einer „Depolymerisation". Damit wollen wir uns nun beschäftigen.

Depolymerisation von Polystyrol

Wir bauen uns aus einem 500-ml-Rundkolben und einem Kühler eine einfache Destillationsapparatur auf. Die Stopfen umwickeln wir mit Aluminiumfolie und achten darauf, daß die Rohrverbindungen aneinanderstoßen. Eine wesentlich einfachere Ausführung stellen wir uns folgendermaßen her: Wir spannen ein möglichst großes Reagenzglas in ein Stativ schräg ein. Dann biegen wir uns ein langes Glasrohr so (Winkel 120 Grad), daß der eine Schenkel etwa 4 cm, der andere etwa 40 cm lang ist. Mit dem kurzen Schenkel setzen wir das Rohr in das Reagenzglas ein. Wir verwenden dabei einen Korkstopfen oder einen mit Aluminiumfolie umwickelten Gummistopfen. Die Kühlwirkung der Luft reicht hier aus, das Monomere tropft aus dem Glasrohr in ein angesetztes Reagenzglas.

Den Kolben beschicken wir nun mit 50 g Polystyrolstücken und erhitzen ihn fächelnd mit einem Brenner, bis das Material zu schmelzen beginnt. Dann können wir kräftiger heizen. Das Polystyrol siedet, es bilden sich weiße Dämpfe, und aus dem Kühler tropft eine anfangs gelbliche, später helle, wasserklare Flüssigkeit. Es ist das Monostyrol, das aber auch noch dimeres und trimeres Styrol (2 und 3 Styrolmoleküle vereinigt, Siedepunkt 310 °C und höher) enthält. Nach $1^1/_2$ bis 2 Stunden haben wir eine Ausbeute von ungefähr 35 g Flüssigkeit, das



sind 70 % der eingesetzten Menge. Wir brechen den Versuch ab, lassen abkühlen und reinigen die Apparatur durch Ausspülen mit Benzol. (Benzol ist feuergefährlich und giftig!)

Gut ausgerüsteten Experimentatoren sei gesagt, daß man die Depolymerisation, die bei Temperaturen zwischen 300 und 400 °C stattfindet, auch in einer Schliffapparatur mit angelegtem Vakuum — etwa 2 Torr — ausführen kann. Die richtige Handhabung von Vakuumapparaturen erfordert aber eine große experimentelle Erfahrung. Die Apparatur muß in einwandfreiem Zustand sein, weil es sonst zu Implosionen kommen kann.

Das entstehende Monomere wird durch nochmalige Destillation mit einigen Körnchen Schwefel als Stabilisator gereinigt.

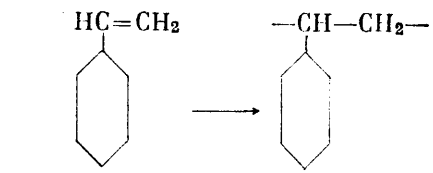
Aufbau von Polystyrol

Aus dem wasserklaren Monostyrol wollen wir nun umgekehrt wieder Polystyrol herstellen. Wir benötigen dazu Energie in Form von Wärme und einen Katalysator. In der Technik verwendet man den Katalysator Benzoylperoxid in Mengen von 0,1 bis 0,5 % des Monomeren und polymerisiert bei 80 bis 100 °C. (Vorsicht! Trockenes Benzoylperoxid ist eine explosive Substanz. Benzoylperoxid wird deshalb meist in angefeuchtetem Zustand gehandelt.) Wenn uns Benzoylperoxid zur Verfügung steht, können wir die Proben von je 5 bis 10 g Monostyrol in Reagenzgläsern mit wechselnden Katalysatormengen (0,00, 0,05, 0,10, 0,15, 0,20 und 1,00 %) versetzen und bei 80 °C etwa 24 bis 62 Stunden lang im Trockenschrank polymerisieren. Aber es geht auch einfacher! Wir setzen auf einen 100-ml-Kolben einen Rück-

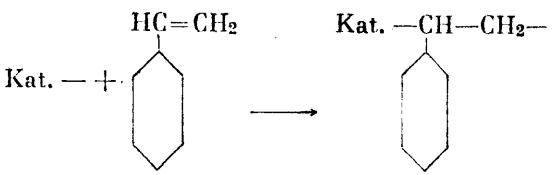
flußkühler auf (Schliffapparatur oder Stopfen umwickelt mit Aluminiumfolie) und erhitzen unser Monostyrol zusammen mit Wasserstoffperoxid — ungefähr 10 ml 30%ige Lösung auf 30 g Styrol, eventuell durch den Kühler später noch etwas nachgießen — über einem Asbestdrahtnetz oder in einem Sandbad einige Stunden lang. Die Masse wird allmählich zäher und schließlich beim Abkühlen fest. Wir können sie nur durch erneutes Schmelzen und Ausgießen, durch Herauslösen mit Benzol oder Zerschlagen des Gefäßes erhalten.

Von dem entstandenen Polystyrol bestimmen wir Erweichungstemperatur und Dichte, untersuchen die Löslichkeit und das Verhalten gegenüber Chemikalien. Polystyrol löst sich in Propanon, Äthoxyäthan, Tetrachlormethan, Benzol und Methylbenzol. Es wird nur von konzentrierter Schwefelsäure und rauchender Salpetersäure angegriffen, von anderen Säuren und auch von Laugen nicht. Polystyrolteile können wir gut kleben, wenn wir die zu verbindenden Flächen mit Benzol oder anderen Lösungsmitteln anlösen und unter leichtem Druck zusammenpressen.

Wir kennen nun das Polystyrol in seinem Verhalten und seinen wesentlichsten Eigenschaften. Es bleibt nur noch die Frage, wie denn eigentlich die Polymerisation abgelaufen ist. Nach Staudinger unterscheidet man 3 Stufen. Zunächst werden bei einigen der vielen Moleküle, die sich im Reaktionsgefäß befinden, unter dem Einfluß von Wärme und Katalysatoren die Doppelbindungen aufgespalten, sie werden aktiviert (Startreaktion).



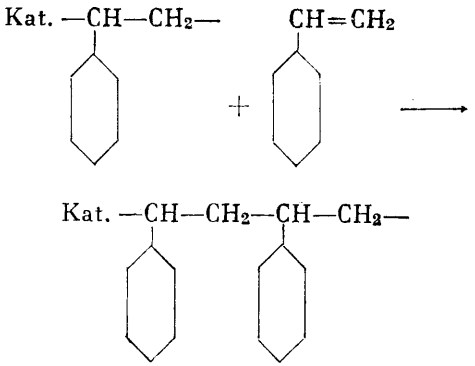
Monostyrol — durch Temperatur aktiviertes Styrol



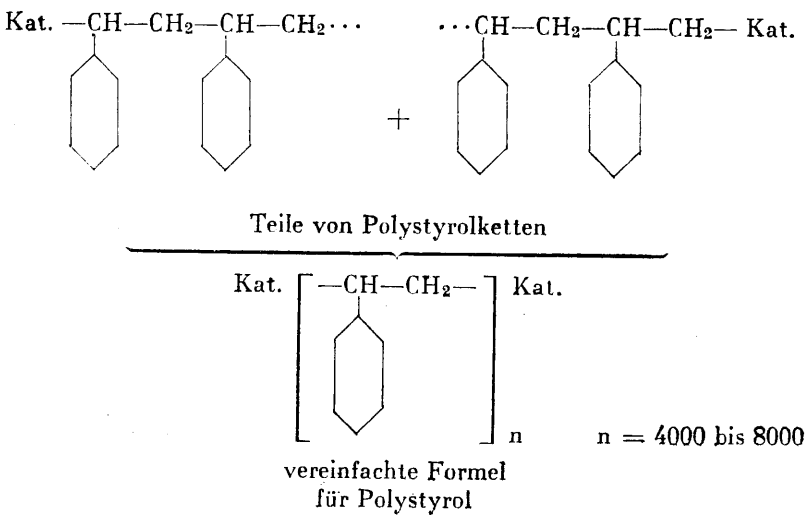
aktiver Katalysatorrest — Monostyrol — durch Katalysator aktiviertes Styrol

Anschließend werden durch die aktiven Zentren weitere Styrolmole-

küle aktiviert. Sie lagern sich zusammen, es kommt zur Bildung einer Kette (Kettenwachstum).



Das Wachstum hört auf (Kettenabbruch), wenn sich zwei wachsende Ketten zusammenlagern oder wenn an die wachsende Kette ein weiterer Rest, zum Beispiel vom Katalysator, angelagert wird.



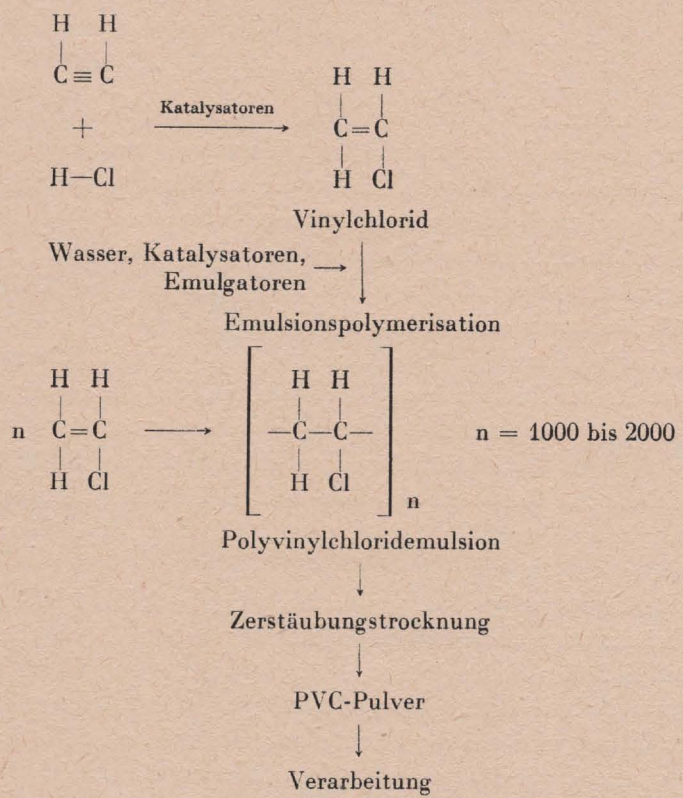
vereinfachte Formel
für Polystyrol

Wir können selbstverständlich nicht alle Moleküle der Kette zeichnen. Das ist auch gar nicht notwendig. Es genügt, den Grundbaustein und den Betrag n des Polymerisationsgrades anzugeben. Die Größe von n können wir durch Veränderung der äußeren Bedingungen beeinflussen. Bei hohen Temperaturen geht die Polymerisation sehr schnell vor sich, es bilden sich kurzkettige und spröde Polymerisate. Bei der technischen Verwendung legt man Wert auf einen hohen Polymerisationsgrad.
Wichtige Herstellerbetriebe für Polystyrol sind der VEB Chemische Werke Buna, Schkopau. und der VEB Eilenburger Celluloid-Werk.

In den Buna-Werken ist die Plastproduktion in den letzten Jahren rasch angewachsen. Dieser Betrieb mit seinen rund 20 000 Beschäftigten ist der größte Plast- und Elastproduzent der DDR.
Es ist vorgesehen, daß im Jahre 1970 in der DDR rund 27 000 t Polystyrol hergestellt werden. Styropor, ein Schaumpolystyrol, ist ein in der Isolier- und Kältetechnik sehr gefragtes Material, nicht zuletzt wegen seines geringen Gewichtes. Ein Kubikmeter davon wiegt nur 23 Kilogramm.

PVC als wichtigster Plast

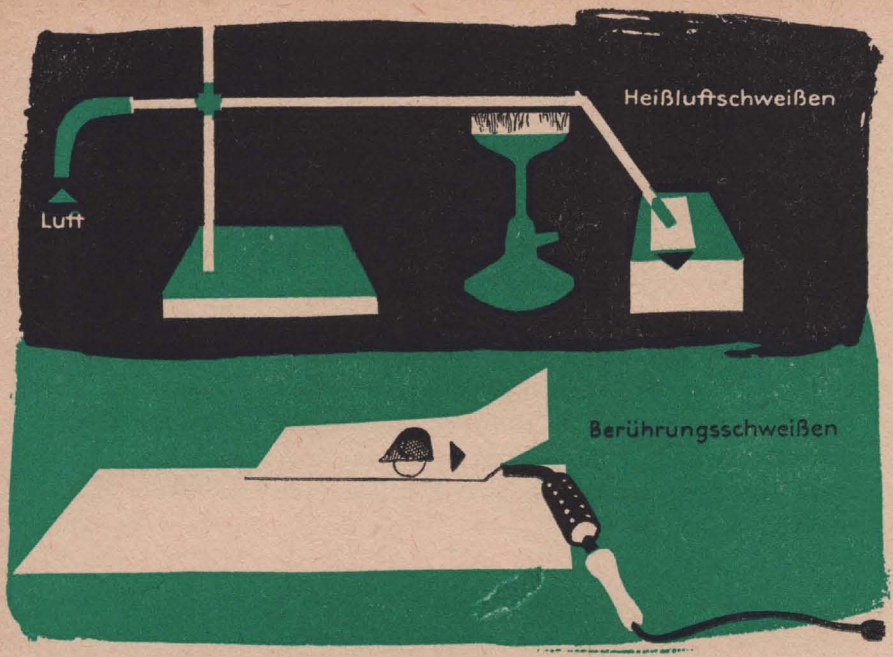
Die Lager an Buntmetallen, die an und für sich nicht sehr groß sind, erschöpfen sich schnell. Auf der anderen Seite steigt ihr Bedarf durch das Wachstum des Maschinenbaus und die Entwicklung der Technik überhaupt. Die Plaste helfen, diese Disproportion zu beseitigen.
Polyvinylchlorid oder, wie es abgekürzt heißt, PVC, spricht hier ein gewichtiges Wort mit. Es hat in vielen Zweigen der chemischen Indu-



strie zum Beispiel das Blei fast vollständig verdrängt. In der Schwefelsäureindustrie stellt man heute große Teile der Kontaktanlagen aus Hart-PVC her. Ähnlich ist es im Bauwesen. Dachrinnen, Regenfallrohre und Lüftungsrohre aus Zinkblech gehören der Vergangenheit an. Seit es gelungen ist, die Kältebeständigkeit von PVC durch Zusätze des Weichmachers Dialkylphosphorostearat auf —45 °C zu erhöhen, hat die Zahl seiner Freunde noch zugenommen.
PVC nimmt in der DDR den ersten Platz unter den Plasten ein. Die drei wichtigsten Herstellerbetriebe der Republik sind der VEB Chemische Werke Buna, der VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld und der VEB Eilenburger Celluloid-Werk.
Rohstoffe für die Produktion sind in ausreichendem Maße vorhanden, es sind Wasser, Kalkstein, Kohle und Kochsalz.
Die vielseitigen Verwendungsmöglichkeiten von PVC wurden erst in den letzten Jahren voll ausgenutzt. PVC selbst ist schon lange bekannt. Es wurde von Dr. Fritz Klatte im Jahre 1912 entwickelt. 1934 begann die erste großtechnische Produktion in Bitterfeld, Schkopau und Ludwigshafen.

Versuche mit PVC

Für Versuche mit PVC steht uns genügend Material zur Verfügung. Wir brauchen einige Streifen PVC-hart, die wir uns aus einer Bonbonschachtel schneiden; PVC-weich finden wir in jedem Haushalt als Reste von Tischdecken, Gardinen usw. Wir machen uns zunächst mit dem Verhalten von PVC in der Wärme und gegenüber Säuren, Basen und Lösungsmitteln vertraut. Wir wollen aber auch versuchen, PVC-Teile durch Schweißen miteinander zu verbinden.
Zum „Heißluftschweißen" brauchen wir „Schweißdraht", den wir uns in Form dünner Streifen aus PVC-Folie schneiden. Die zu schweißenden Nähte schrägen wir mit einer Feile V-förmig an, befestigen die Teile auf einem Brettchen, halten den Schweißdraht an die Nahtstelle und ziehen das Ganze durch einen heißen Luftstrom, den wir mit Lötrohr, Brenner und Gebläse (eventuell mit dem Mund blasen) erzeugen.
Zum Berührungsschweißen verwenden wir ein auf 250 °C erhitztes Metallstück, etwa einen Lötkolben, mit dem wir zwischen den überlappenden Folien entlangfahren, während wir die erweichten Stellen mit einer Holzrolle oder einem Rollfix fest zusammenpressen. Mit einiger Übung wird uns die Verarbeitung dieses Werkstoffes bald geläufig sein, und wir können unsere Fertigkeit zur Herstellung von ein-



fachen Geräten (Halbmikroreagenzglasgestelle, Ablagen für Pipetten usw.) nutzen.

Organisches Glas aus Piesteritz

Wenn wir im Lexikon unter „Glas" nachschauen, finden wir die kurze prägnante Erklärung: „Ein aus dem Schmelzfluß hergestellter lichtdurchlässiger, spröder Stoff, ein Gemenge aus Kieselsäure und Metalloxiden." Glas ist ein anorganischer Stoff. Es hat als hervorstechende Eigenschaft eine gute Lichtdurchlässigkeit. Es läßt sich aber schwer bearbeiten und ist zerbrechlich. Das „organische Glas", von dem wir hier berichten, hat diese negativen Eigenschaften nicht. Es ist kein Glas im Sinne des Lexikons, sondern ein Thermoplast, ein Polymethacrylsäuremethylester, der eine gute Lichtdurchlässigkeit auch für Ultraviolettlicht besitzt.

Von Dr. Bauer in Darmstadt erfunden, kam die Verbindung in Tafeln und Blöcken als „Plexiglas" auf den Markt und wurde bald in vielen Industriezweigen unentbehrlicher Helfer. Plexiglas wurde früher ausschließlich in Westdeutschland hergestellt, nach der unheilvollen Spaltung Deutschlands wurde es bei uns Mangelware. Heute haben wir im

VEB Stickstoffwerk Piesteritz einen hochmodernen Betriebsteil, die sogenannte „O-Glasanlage". In ihr wird nach einem vom „Kollektiv Versuchslabor" unter Leitung des Verdienten Erfinders Arthur Lehmann entwickelten Verfahren der glasklare Ester hergestellt. Er ist als „Piacryl P" im Handel und zeichnet sich vor allem durch leichte spangebende und spanlose Verformbarkeit, geringes Gewicht, gute Lichtdurchlässigkeit und hohe Bruchfestigkeit aus. Piacryl P findet Verwendung im Flugzeug-, Fahrzeug- und Bootsbau, in der optischen und feinmechanischen Industrie, im Modellbau, im Maschinenbau und in der Werbung. Als Riffelglas für Leuchtenabdeckungen in Reichsbahnwagen eingesetzt, hilft es uns wertvolle Devisen einsparen. In der Medizin wird organisches Glas schon seit langem für Zahnprothesen eingesetzt. Versuche für seine Verwendung als Knochenersatz sind im Gange. Die Zukunft wird uns hier noch allerhand Interessantes bringen.

Chemiefasern kleiden uns schöner und besser

An einem sonnigen Frühjahrstage des Jahres 1801 ging im Hafen der südaustralischen Stadt Sydney ein Segler vor Anker. Sein Kapitän, der englische Leutnant MacArthur, brachte ein Dutzend Merino-Wollschafe spanischer Zucht mit. Schafe waren bis dahin in Australien nicht bekannt. Heute hat Australien mit etwa 140 Millionen Stück den größten Schafbestand aller kapitalistischen Länder und liefert jährlich 700 000 t Wolle, das sind etwa 30 % der Welterzeugung.

Bereits im Jahre 1765 hatte ein Schäfer aus Stolpen in Sachsen eine Herde von 92 Schafböcken und 128 Muttertieren in einem 6 Wochen währenden Fußmarsch von Hamburg heimwärts getrieben. Die Schafe stammten aus der spanischen Provinz Estramadura.

Heute kaufen die Australier ihre Zuchttiere in Sachsen und nicht mehr in Spanien, denn es gelang durch die Anpaarung der spanischen Merinos an die deutschen Landschafe Tiere zu züchten, die im Fleisch- und im Wollertrag höher liegen als ihre spanischen Vorfahren. Aber auch in der UdSSR, in Polen und zahlreichen anderen Ländern sind diese Zuchttiere sehr gefragt.

Auf dem Gebiet der DDR werden zur Zeit etwa 2 Millionen Schafe gehalten. Zahlreiche unserer volkseigenen Güter haben eine vorbildliche Schafzucht. Zuchttiere werden von ihnen in viele Länder der Welt und auch nach Australien exportiert. Ein Merino-Muttertier gibt pro Schur $4\frac{1}{2}$ bis 5 kg Wolle mit einem Reinwollgehalt von 42 bis 44 %, ein Schafbock über 7 kg. Ein Wollpullover wiegt rund 300 g, eine Strickjacke 500 bis 700 g. Aus der bei uns gewonnenen Wolle könnte man jährlich 20 Millionen Pullover oder 10 bis 12 Millionen Strickjacken herstellen. Strickjacken sind aber letztlich nur eine der vielen Verarbeitungsmöglichkeiten für Wolle; Teppiche, Decken, Strümpfe,

Unterbekleidung, Kleider- und Anzugstoffe und vieles andere mehr treten an ihre Seite.

In den letzten 100 Jahren hat sich die Bevölkerung der Erde verdoppelt. In noch stärkerem Maße sind aber die Bedürfnisse der Menschen gestiegen. Die Produktion an Naturfasern, an Wolle, Baumwolle, Naturseide, Flachs, Hanf und verschiedenen Tierhaaren konnte nicht mehr Schritt halten. Sie stieg in den letzten 40 Jahren um 25 %, die Nachfrage nach ihnen um 100 %.

Die Chemie hat hier geholfen, dieses Mißverhältnis zu beseitigen. Kunstseidenwerke und Chemiefaserwerke liefern jährlich Millionen Kilometer Fäden durch Umwandlung von natürlicher Zellulose oder aus Kohle, Kalk, Kochsalz und Wasser. Ihr Anteil an der Gesamtfaserproduktion beträgt heute bereits mehr als 28 %.

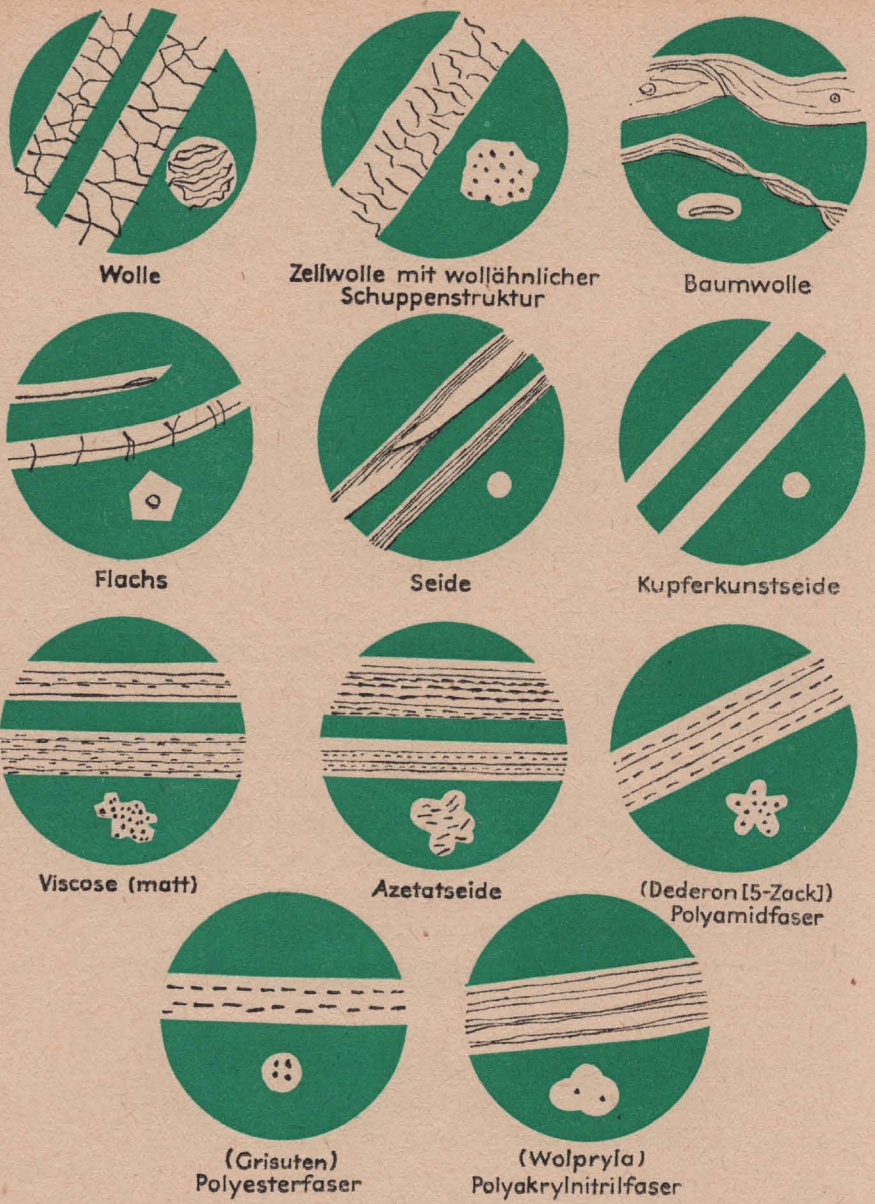
Damit hat sich das Weltchemiefaseraufkommen in den letzten 15 Jahren verdreifacht. Der Anteil von DDR-Chemiefasern an der Weltproduktion stieg seit 1945 um das Zwanzigfache.

Fasern unter der Lupe

Fasern bestehen meist aus geradkettigen Riesenmolekülen mit hohem Polymerisationsgrad. Ihrer chemischen Natur nach sind sie sehr unterschiedlich. Entsprechend ihrem Vorkommen und ihrer Gewinnung teilen wir sie heute in 3 Gruppen ein:

1. die natürlichen Fasern
   Wolle und Seide, bestehend aus Eiweißen,
   Baumwolle, Flachs und Hanf aus Zellulose;
2. die halbsynthetischen Fasern
   entstanden durch Umwandlung von Naturstoffen;
   verschiedene Kunstseiden und Zellwolle aus Zellulose,
   Eiweißkunstfasern aus Kasein;
3. die vollsynthetischen Fasern,
   hochmolekulare chemische Verbindungen, hergestellt aus Monomeren,
   PC-Fasern, Polyamidfasern, Polyakrylnitrilfasern, Polyesterfasern.

Der chemische Charakter der Fasern bestimmt ihre Beständigkeit, Anfärbbarkeit und Quellbarkeit. Die Quellbarkeit wiederum beeinflußt die elektrischen Eigenschaften und die Festigkeit in nassem Zustand. Die Wärmeisolation wird durch die Gesamtstruktur und die Art der Oberfläche bestimmt, denn Fasern mit glatter Oberfläche liegen dichter gepackt nebeneinander als solche, die wie Wolle gekräuselt sind oder



einen spiraligen Bau haben. Die eingeschlossene Luftmenge in Geweben aus Fäden mit glatter Oberfläche ist also gering und damit auch die Wärmeisolation. Außerdem erfolgt der Wärmeaustausch durch Luftströmung bei Geweben aus glatten Fasern leichter.

An der Oberflächenbeschaffenheit können wir oft schon erkennen, welche Faserart wir vor uns haben. Wir beschaffen uns verschiedene

Gewebe- oder Garnproben, zupfen mit einer Pinzette aus den Fäden einige Fasern und betrachten diese mit einer starken Lupe oder, besser, bei mittlerer Vergrößerung (200- bis 400fach) unter dem Mikroskop. Unsere Abbildungen auf Seite 217 zeigen uns deutlich die Unterschiede, die zwischen einzelnen Faseroberflächen bestehen. Außerdem wurden Faserquerschnitte mit eingezeichnet, die man selbstverständlich nur sehen kann, wenn man die Fasern, wie in der Mikroskopie üblich, einbettet und dann Mikrotomschnitte anfertigt.

Wir untersuchen Fasern

Die Wollfaser besteht aus Zellbündeln — Fibrillen — und ist mit Hornschuppen bedeckt. Ihr Hauptbestandteil, das Keratin, ist ein tierisches Eiweiß mit einem Schwefelgehalt von 4 bis 5 %.

Wir wollen den Schwefel in Schafwolle nachweisen, indem wir eine trockene Wollprobe im Reagenzglas erhitzen und in die Dämpfe ein feuchtes Bleiäthanatpapier halten oder etwas Wolle in 5%iger Natronlauge lösen und die Lösung mit Bleiäthanatlösung versetzen. In beiden Fällen tritt Schwarzfärbung durch Bleisulfid auf. (Vorsicht! Bleiäthanat ist giftig!)

Besonders gute Hinweise auf die Art der Fasern erhalten wir durch die Brennprobe. Mutters Flick- und Stopfkasten liefert das Untersuchungsmaterial, Kerze und Pinzette sind die Arbeitsgeräte. Wir halten den Faden in den Flammenrand, nehmen ihn sofort wieder heraus, stellen fest, ob er brennt, blasen die Flamme aus und prüfen den Geruch der entstehenden Schwaden. Beim Erhitzen von Proben im trockenen Reagenzglas erhalten wir eine größere Menge an Zersetzungsprodukten, die es uns ermöglicht, ihre Reaktion mit Lackmuspapier zu prüfen.

Wollfäden brennen langsam. Die Fäden blähen sich auf, der Rückstand ist kohlig-schwarz. Der Geruch erinnert an verbrannte Haare. Die Dämpfe reagieren alkalisch. Wolle ist gegen sehr verdünnte Säuren unempfindlich, wird aber von konzentrierten Säuren und starken Laugen zerstört. Schafwolle gibt mit konzentrierter Salpetersäure in der Wärme eine intensive Gelbfärbung (Xanthoproteinreaktion, Nachweis von Eiweiß); beim Einlegen der mit Wasser abgespülten gelben Fasern in konzentriertes Ammoniumhydroxid werden sie orange.

Naturseidenfäden sind aus schwefelfreien Eiweißen aufgebaut (Prüfung!). Der Rohfaden hat eine Basthülle, die durch Kochen mit Wasser oder Waschen mit Seifenlösung entfernt wird. Die Fäden sind glatt. Brennprobe: wie Wolle. Die Beständigkeit gegenüber Alkalien ist etwas größer als bei Wolle. Auch hier gelingt die Xanthoproteinreaktion.

Baumwolle besteht im gereinigten Zustand aus fast reiner Zellulose. Die schlauchartigen Zellen, Samenhaare des Baumwollstrauches, sind meist um ihre Längsachse gedreht. Baumwolle wird durch starke Basen in der Hitze teilweise, durch starke Säuren vollständig abgebaut. Baumwollfasern brennen, riechen nach brennendem Papier, hinterlassen eine grau-gelblichweiße Asche, Dämpfe reagieren schwach sauer.

Die aus Zellulose gewonnenen Kunstseiden und Zellwollen zeigen die Drehung der Fasern nicht. Ihre Oberfläche ist glatter als die der Baumwolle, der Glanz meist stärker; mit Ausnahme der Azetatseide sind sie jedoch weniger naßfest. Viskose- und Kupferkunstseide verhalten sich bei der Brennprobe wie Baumwolle, Azetatseide brennt und schmilzt, die Dämpfe reagieren sauer, die Asche ist weiß.

Die vollsynthetischen Fasern ähneln sich sehr stark in der Oberflächenbeschaffenheit. Im Querschnitt sind jedoch die Unterschiede erkennbar. Vielfach finden wir auch Profilfasern und neuerdings sogar Hohlfasern bei den durch Schmelzspinnen erzeugten Produkten. Eine Unterscheidung der Faserarten dieser Gruppe wird uns vornehmlich durch die Brennprobe und das trockene Erhitzen im Reagenzglas möglich.

Hier sind kurz die wesentlichsten Merkmale zusammengestellt:

PC-Faser (Piviacid)	brennt nicht, schmort, stechender Geruch (HCl), Schwaden röten Lackmus, schwarzer zusammengeschmorter Rückstand.
Polyamidfasern (Dederon, Nylon)	schmelzen und tropfen, sehr unangenehmer Geruch nach Mäusekot, Dämpfe reagieren alkalisch. Rückstand: zusammengeschmolzene braune bis schwarze feste Masse.
Polyakrylnitrilfasern (Wolpryla)	schnell brennend, gelbe Flamme, knisternd, fester schwarzer Rückstand, Schwaden riechen nach verbrennendem Horn und reagieren alkalisch.
Polyesterfasern (Grisuten)	schwer entflammbar, brennen langsam mit gelber, rußender Flamme; süßlicher, nicht unangenehmer Geruch, bräunliche Dämpfe, reagieren alkalisch.

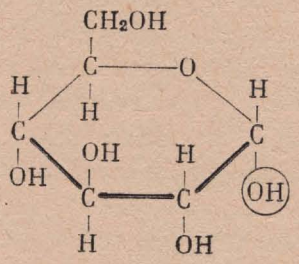
Wer seine Nase entsprechend „trainiert" hat, wird ohne große Schwierigkeiten Garnproben unterscheiden können, ja, es wird ihm in manchen Fällen sogar gelingen, die Einzelbestandteile in Mischgarnen zu erkennen.

Die Tabelle nach Seite 224 skizziert auch einen „Analysengang" für Fasern. Wer sich auf diesem Gebiet betätigen will, sollte sich in ihrem Gebrauch üben.

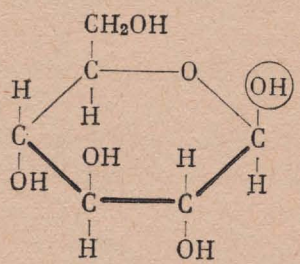
Seide und Wolle aus Holz

Die Zellwände der Pflanzen bestehen im wesentlichen aus Zellulose, einem Polysaccharid der Formel $(C_6H_{10}O_5)n$.

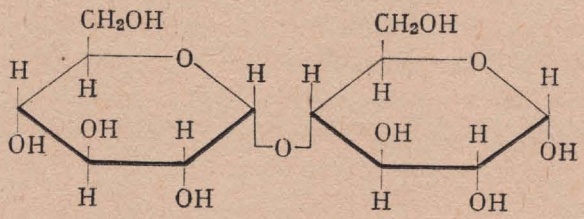
Im Gegensatz zur Stärke, die die gleiche Summenformel besitzt, haben die Zellulosemoleküle einen höheren Polymerisationsgrad. Er beträgt bei Zellulose 2500 bis 3000, manchmal 4000, bei Stärke 600 bis 900. Außerdem zeigen die β-Glukosemoleküle, die Grundbausteine der Zellulose, eine geringfügige Abweichung in ihrem räumlichen Aufbau gegenüber den α-Glukosemolekülen der Stärke. Das ist wichtig zu wissen, wenn man die unterschiedliche Verknüpfung der Glukosearten zu Makromolekülen verstehen will.



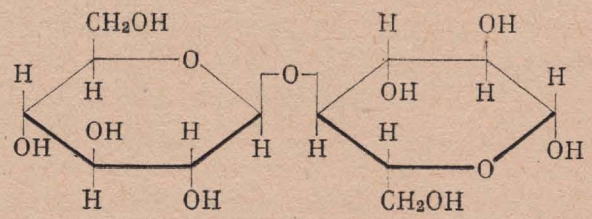
α-Glukose



β-Glukose

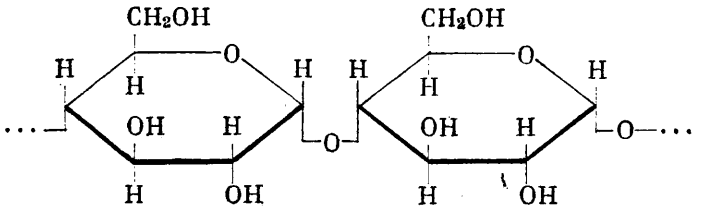


Vereinfachte Darstellung der Verknüpfung zweier α-Glukosemoleküle zu Maltose (Malzzucker)

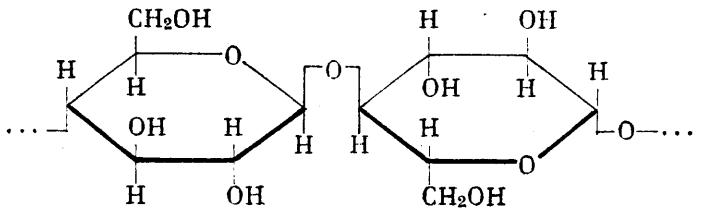


Vereinfachte Darstellung der Verknüpfung zweier β-Glukosemoleküle zu Zellobiose

Unter Abspaltung von Wasser kommt es zur Ausbildung von Sauerstoffbrücken:



Teil eines Stärkemoleküls



Teil eines Zellulosemoleküls

Die Moleküle sind räumliche Gebilde. Die in der Zeichnung stärker hervorgehobenen Seiten liegen dem Beschauer zugewendet.

Die unterschiedlichen Eigenschaften von Zellulose und Stärke sind allerdings nicht nur auf die Unterschiede in den Strukturen der Bausteine zurückzuführen.

Zellulosemoleküle sind regelmäßiger gebaut als Stärkemoleküle, sie sind unverzweigt. Oft lagern sich die Kettenmoleküle der Zellulose parallel und bilden Zwischenbindungen durch „Wasserstoffbrücken" aus. Es kommt zur Faserbildung. Bei der Verarbeitung der Zellulose werden die Moleküle teilweise abgebaut, der Polymerisationsgrad sinkt auf 200 bis 1000.

Im Holz sind neben der Zellulose noch andere Stoffe enthalten. Die Analyse von trockenem Fichtenholz ergab:

47 % Zellulose,
20 % Hemizellulosen (zelluloseähnliche Verbindungen),
30 % Lignin (Holzstoff),
3 % Holzgummi und Harze.

Zur Gewinnung von reiner Zellulose, dem Zellstoff, von dem man in der Kunstseiden- und Zellwollindustrie ausgeht, müssen vor allem Lignin und Harze aus dem Holz entfernt werden. Das zerkleinerte Holz

wird dazu unter Druck in riesigen, mehrere hundert Kubikmeter fassenden Kochern entweder mit Kalziumhydrogensulfitlösung $Ca(HSO_3)_2$ (Sulfitverfahren) oder mit Gemischen alkalischer Lösungen von NaOH, Na_2S, Na_2SO_4 (Sulfatverfahren) behandelt. Das Lignin geht in Lösung, die Zellulose bleibt ungelöst zurück, wird gereinigt, gebleicht, entwässert und getrocknet. Die in großen Mengen anfallenden Ablaugen werden meist noch aufgearbeitet.

Nachweis von Lignin

Zeitungspapier wird aus einem Brei hergestellt, der durch Zerschaben von Holz in Stetigschleifern entsteht. Es enthält demzufolge alle Bestandteile des Holzes. Wir weisen in ihm das Lignin durch Betupfen mit salzsaurem Aminobenzol nach. Das Papier färbt sich deutlich gelb. Filterpapier und „holzfreier" Zeichenkarton zeigen, abgesehen von einer kaum erkennbaren Änderung des Farbtones, diese Reaktion nicht. (Salzsaures Aminobenzol — $C_6H_5 \cdot NH_2 \cdot HCl$ — entsteht durch Auflösen von einigen Tropfen Aminobenzol in etwa 5%iger Salzsäure.)

In der Kunstfaserindustrie wird der Zellstoff entweder direkt gelöst — dabei werden die Bindungen zwischen parallelliegenden Molekülen gesprengt —, oder er wird chemisch so verändert, daß er sich in gewissen Lösungsmitteln löst.

Den letztgenannten Weg ging der französische Graf St. Hilaire de Chardonnet. Er nitrierte Baumwollabfälle (siehe Seite 188), löste die entstandene Kollodiumwolle in einer Alkohol-Äther-Mischung und preßte die Lösung durch eine Düse. Das Lösungsmittel verdunstete, ein Faden blieb zurück. Die „Chardonnetseide", die seit 1896 in einer Versuchsfabrik in Besançon hergestellt wurde, war leicht entflammbar, ihre Herstellung teuer. Sie konnte sich nicht durchsetzen.

Herstellung von Chardonnetseide

Wir lösen Zellulosedinitrat (Kollodiumwolle) in Äthanol-Äther und filtrieren die Lösung durch Glaswolle. Dann ziehen wir ein Reagenzglas zu einer feinen Spitze aus, füllen es mit der Lösung und verschließen es mit einem durchbohrten Stopfen, durch den ein Glasrohr mit einem Schlauchstück führt. Bei vorsichtigem Blasen in den Schlauch drücken wir die Lösung aus der Düse. Sie erstarrt in warmer Luft zu einem Faden. An Stelle des Reagenzglases mit Spitze kann auch eine alte Injektionsspritze genommen werden.

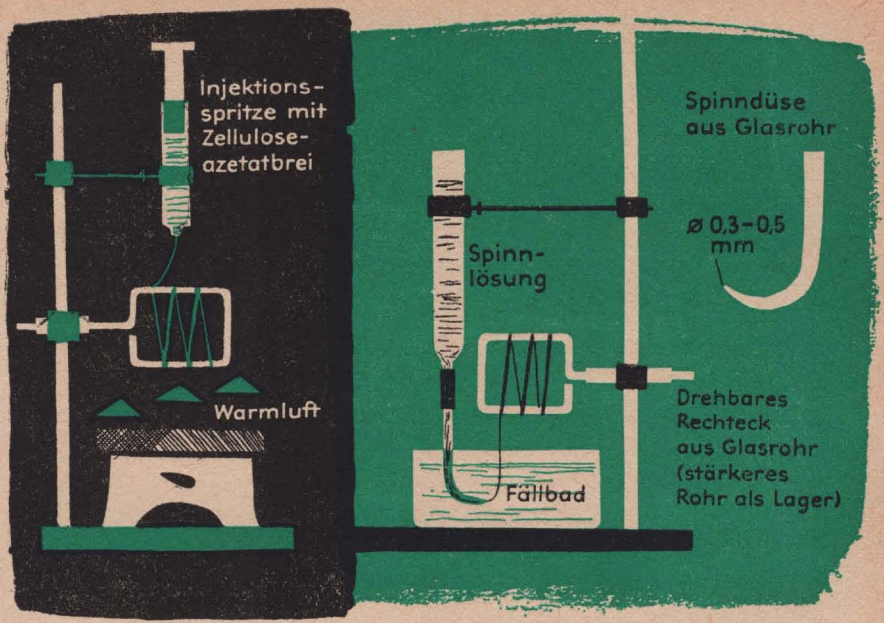
Das „Trockenspinnverfahren", das wir bei diesem Versuch anwandten, wird heute noch im großtechnischen Maßstab eingesetzt, zum Beispiel bei der Herstellung von Azetatseide. Baumwollabfälle werden in Knetern mit Eisessig, Äthansäureanhydrid und wenig Schwefelsäure, die katalytisch wirkt, zur Reaktion gebracht. Das entstandene Triazetat, ein Äthansäureester der Zellulose, bei dem alle drei freien Hydroxylgruppen am Glukosemolekül in der Kette verestert sind, wird anschließend in das leichter lösliche Diazetat zurückverwandelt. Dieses wird in Propanon (Azeton) oder einer Äthanol-Benzol-Mischung gelöst und versponnen. Beim Spinnen drückt man die Lösung durch Spinnbrausen, Edelmetall- oder Porzellanplatten mit feinen Öffnungen in einen Spinnschacht, der von Warmluft durchströmt wird. Das Lösungsmittel verdunstet, wird von dem Luftstrom mitgeführt und kann durch Kondensation zurückgewonnen werden.

Herstellung von Azetatseide

Wir besorgen uns etwas Zelluloseazetat (Zelluloseäthanat), etwa ein Stück Film, dessen Gelatine-Silber-Schicht wir in Wasser aufquellen und abschaben, und prüfen seine Löslichkeit in Propanon. Einen Azetatseidenfaden können wir erzeugen, wenn wir etwas Zelluloseazetat mit so viel Propanon versetzen, daß ein dicker Brei entsteht. Diesen drücken wir langsam (!) aus einer Injektionsspritze ohne Kanüle, spulen ihn auf einem Rechteck aus gebogenem Glasrohr vorsichtig auf und trocknen ihn. Ein Warmluftstrom beschleunigt den Trokkenvorgang. Wir erzeugen ihn, indem wir unter die Anordnung (siehe Abbildung) eine abgedeckte elektrische Kochplatte setzen. (Keine offene Flamme verwenden!)

Azetatseide ist die hochwertigste halbsynthetische Faserart. Sie ist durch eine gute Naßfestigkeit den Naturfasern überlegen. An Glanz übertrifft sie die echte Seide, ihre Fäden sind glatter, aber weniger elastisch und fest. Mit den bekannten Faserfarbstoffen kann man Azetatseide nicht durchfärben. Es mußte dafür eine spezielle Farbstoffgruppe entwickelt werden. Mischgewebe mit Azetatseide zeigen deshalb nach dem Anfärben mit gebräuchlichen Woll- oder Baumwollfarbstoffen interessante Farbeffekte.

Reine Zellulose (Baumwollabfälle, Holzzellstoff) kann molekular gelöst werden, wenn man sie mit einer Lösung des Komplexsalzes Tetrammin-kupfer(II)-hydroxid, $[Cu(NH_3)_4]\ (OH)_2$, übergießt. Schon 1857 wurde dieser Versuch von Eduard Schweizer ausgeführt. Fremery und Urban griffen ihn erneut auf. In einer alten Papiermühle in Oberbruch



entwickelte Dr. Max Fremery 1898 das Verfahren zur Herstellung einer neuen Kunstseide, der Kupferkunstseide. Baumwollabfälle wurden in dem obengenannten Kupfersalz, das man heute „Schweizers Reagens" nennt, gelöst und ergaben, nach Filtrations- und Reifungsprozessen durch $^1/_{10}$ mm starke Glaskapillaren in schwach alkalisches Wasser gedrückt, Fäden von ausgezeichnetem Glanz. Die neue „Glanzseide" wurde als „Bemberg-Seide" bald bekannt. Der VEB Sächsisches Kunstseidenwerk „Siegfried Rädel" in Pirna nennt seine Kupferkunstseide „Kuseta".

Herstellung von Kupferkunstseide

Der Versuch gelingt nur, wenn wir uns genau an die Beschreibung halten.

Wir geben in ein Becherglas zu 20 ml Wasser solange fein gepulvertes Kupfersulfat, bis sich trotz Rühren nichts mehr löst. 10 ml der Lösung verdünnen wir mit 100 ml Wasser und lassen zu ihr aus einer Bürette 30%ige Natronlauge tropfen (rühren!), bis die Lösung gerade alkalisch geworden ist. (Tropfen mit dem Glasstab entnehmen und mit Lackmuspapier prüfen.)

Wir lesen den Verbrauch von Natronlauge an der Bürette ab.

Die restlichen 10 ml Kupfersulfatlösung versetzen wir unverdünnt mit

Schnellnachweisplan für Textilfasern

Vorprüfung → Salzsäure konzentriert, kochend (5 bis 10 Min.) (mit Glasstab!)

Gruppentrennung →

I. Löslich, zerfallend oder völlig deformiert (Wolle)

Faserherkunft → Natürliche und Chemiefasern (aber auch Polyamide)

Fasergruppen → Chemiefasern auf Zellulose- und Eiweißbasis:
Azetat-, Viskose-, Kupfer-Reyon, Zellwolle, Kaseinfasern
Sojafasern, Kaseinseide
Naturfasern:
Baumwolle, Leinen, Wolle, Seide, Tussahseide

↓

trockene Destillation

↓

A. Sauer

Zellulosefasern

Azetat-, Viskose-, Kupfer-Reyon, Zellwolle
Baumwolle, Leinen

1. Eisessig, kalt —gelöst→ Azetat-
   (ungelöst 2 bis 3)
2. Salzsäure, konz., kalt (ungelöst)
   a) —gelöst→ Kupfer-
   b) —gelöst→ Viskose-Reyon
3. Schwefelsäure, konz., kalt (weiter Gruppe B)
   a) —gelöst→ Baumwolle
   b) —ungelöst→ Leinen

B. Alkalisch

Eiweißfasern

Kasein-, Sojafasern, Fibroinseide, Wolle, Seide
Tussahseide (+ Polyamide)

1. Eisessig, heiß —gelöst→ Polyamide
   (ungelöst, deformiert: B 4a), (ungelöst 2 bis 5)
2. Salzsäure, konz., kalt (Glasstab!)
   a) —schnell gelöst→ Seide entbastet
   b) —langsam gelöst→ Rohseide
   c) —sehr langs. gelöst→ Tussahseide
   (ungelöst 3 bis 5)
3. Schwefelsäure, konz., kalt —gelöst→ Fibroinseide
   (ungelöst 4 bis 5)
4. Schwefels., konz., heiß
   a) —gelöst, Lsg. braun→ Kaseinfaser[1]
   b) —gelöst, Lsg. braun→ Sojafaser[1]
   (ungelöst 5)
5. Natronlauge, konz., kochd. —gelöst→ Wolle
   (weiter Hauptgruppe II)

[1] Unterscheidung Wolle-Soja-Kaseinfaser 3:

Natronlauge, heiß
- —schnell löslich→ Wolle
- —langsam gelöst→ Sojafaser
- —langsam gelöst + Zerfall→ Kaseinfaser

II. Ungelöst

Chemiefasern auf Synthesebasis

Reine Polyvinylchloride
Polyvinylchloride nachchloriert
Mischpolymere/Vinylchlorid-Akrylnitril
Polyakrylnitrile
Polyester

1. Benzol, kalt —gelöst→ PVC nachchloriert
   (ungelöst 2 bis 5)
2. Chlorbenzol, kalt —gelöst→ PVC
   (ungelöst 3 bis 5)
3. Propanon, kalt —gelöst→ Mischpolymere
   (ungelöst 4 bis 5)
4. Salpetersäure, konz., kalt —gelöst→ Polyakrylnitrile
   (ungelöst 5)
5. Salpetersäure, konz., kochend —gelöst→ Polyester

10 ml 25%igem Ammoniumhydroxid und geben die gleiche Menge 30%ige Natronlauge dazu, die wir auch der Kupfersulfatlösung zusetzen (eventuell $^2/_{10}$ bis $^3/_{10}$ ml weniger). Die Lösung wird tiefdunkelblau. In ihr lösen wir nun etwa 1 g Filterpapierschnitzel, Verbandzellstoff oder Watte und lassen die Lösung, die etwas dickflüssig sein muß, 10 Minuten stehen. Wenn sie ungelöste Rückstände enthält, filtrieren wir sie durch Glaswolle.

Aus Glasrohr stellen wir uns jetzt die Spinndüsen her (siehe Abbildung). Durch ein Schlauchstück verbinden wir sie mit einem Vorratsbehälter (weites Glasrohr, Trichter), der die Spinnlösung aufnehmen soll. Dann füllen wir in eine flache Schale 20- bis 30%ige Natronlauge als Fällbad.

Wir füllen den Spinnapparat mit der Spinnflüssigkeit und warten, bis aus der Spinndüse der erste Tropfen austritt. Dann tauchen wir die Düse in das Fällbad und ziehen mit einer Pinzette langsam den entstehenden Faden ab. Bei vorsichtigem Arbeiten können wir einen Faden von $^1/_2$ bis 1 m Länge aufwickeln. Er wird noch einmal 2 Minuten lang in das Fällbad zurückgelegt, dann in einem Becherglas mit klarem Wasser abgespült und schließlich in 2%iger Schwefelsäure bis zur Farblosigkeit „entkupfert". Danach wird er wieder in Wasser gespült und schließlich getrocknet.

Nach der Reinigung des Spinnapparates können wir ihn für die Herstellung von Viskosekunstseide verwenden.

Wir gewinnen Viskose

Wir übergießen in einem Erlenmeyerkolben 3 g reinen Zellstoff (notfalls Filterpapier) mit 18%iger Natronlauge (Dichte 1,2 g/ml), rühren gut um und lassen eine Stunde stehen. Dann pressen wir die überschüssige Natronlauge sorgfältig von der entstandenen „Natronzellulose" ab, geben 5 ml Kohlendisulfid (CS_2) dazu und lassen zur „Sulfidierung" 3 bis 5 Stunden stehen. Es bildet sich eine Masse, die gelb bis braun aussieht. Über ihr steht manchmal noch eine wasserklare Schicht, Kohlendisulfid, das wir gut abgießen müssen. Die klebrige Masse, das „Xanthogenat", lösen wir nun in 30 bis 40 ml 2,5%iger Natronlauge (Dichte 1,03 g/ml). Die gelbe, zähe Flüssigkeit, die dabei entsteht, ist das „Natrium-Zellulose-Xanthogenat". Sie wird kurz „Viskose" genannt (Viskosität = Zähflüssigkeit). Wir lassen sie zur „Nachreifung" in dem gut verschlossenen Kolben stehen.

Am nächsten Tage können wir sie in dem bei der Herstellung der Kupferkunstseide beschriebenen Apparat (Düse: 0,3 bis 0,5 mm Durchmes-

ser) verspinnen. Als Fällbad verwenden wir 10- bis 15%ige Schwefelsäure oder, besser, eine 50 °C warme Lösung von 12 ml konzentrierter Schwefelsäure, 30 g Natriumsulfat und 1 g Zinksulfat (Vorsicht! Zinksulfat ist ein Gift!) in 100 ml Wasser. Der Faden darf nicht zu schnell aus dem Fällbad gezogen werden. Er wird in Wasser gespült, in heißer 15%iger Natriumsulfitlösung entschwefelt, in ½%iger Salzsäure gewaschen, wieder im Wasser gespült und schließlich getrocknet.

Prezenta, Suprema, Travema, Viseta, Coseta, Elstrama und ORWO-Kunstseide heißen die Viskoseerzeugnisse unserer großen volkseigenen Betriebe in Premnitz, Pirna, Elsterberg und Wolfen.

Vistra, Merinova, Vilana und Plavia sind Handelsbezeichnungen für Zellwolle in der DDR. Insgesamt gibt es 200 verschiedene Typen Zellwolle. Man erhält Zellwolle aus Kunstseide, die aus Spinnbrausen mit einer großen Zahl (bis 15 000) feinster Öffnungen gesponnen wird. Die Fäden mehrerer Spinnbrausen werden als Kabel zusammengedreht, durch die Nachbehandlung geführt und dann auf „Stapellänge" — 30 bis 200 mm — geschnitten. Dann erfolgt noch eine Nachbehandlung mit besonderen Lösungen, damit die Oberflächenrauhigkeit und die Kräuselung erhalten bleiben. Zellwolle kommt aus Wolfen, Schwarza, Wittenberge, Plauen und Glauchau.

Die Viskosekunstseide hat heute die größte Bedeutung unter den halbsynthetischen Fasern. 1901 von Tophan und Stearn in England entdeckt, hat sie sich nach dem ersten Weltkrieg auch in Deutschland schnell durchgesetzt. Allein auf dem Gebiet der DDR haben wir in der jährlichen Kunstseidenproduktion die 25 000-t-Grenze, in der Zellwollproduktion die 110 000-t-Grenze überschritten.

Die Chemie geht neue Wege

„Für Wolle gibt es keinen Ersatz", hatte ein englischer Textilkaufmann vor einigen Jahren über seinen Stand zur Leipziger Herbstmesse in Großbuchstaben schreiben lassen.

Der hier zitierte Engländer mag wohl ein guter Reklamefachmann sein, er hatte aber nicht bedacht, daß zur gleichen Zeit im Ringmessehaus wunderschöne Textilien gezeigt wurden, die vorwiegend oder nur synthetische Fasern enthielten, Fäden und Garne mit Eigenschaften, die manche Naturfasern nicht besitzen.

Auch die Skeptiker, und ihre Zahl war nicht gering, mußten in den letzten Jahren einsehen, daß die vollsynthetischen Fasern in Festigkeit, Beständigkeit gegen Wasser, Wetter, Licht, Bakterien und Insekten,

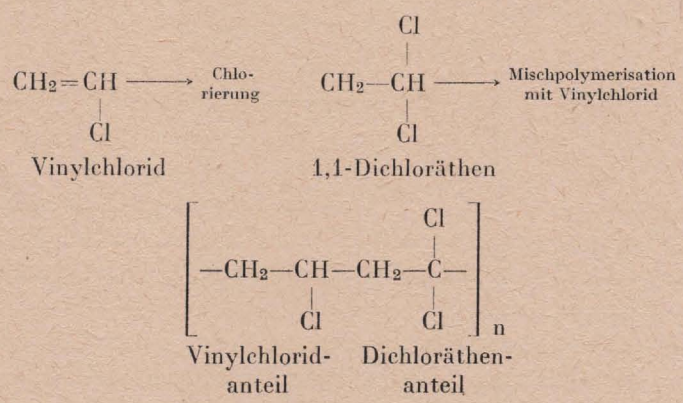
Bauschelastizität und Wärmehaltevermögen den Naturfasern Wolle, Baumwolle und Seide oft überlegen sind.

Die Chemiker in vielen Ländern sind bemüht, ständig neue Fasern zu entwickeln und die Qualität der bereits bekannten zu verbessern. Aber auch die Technologen wollen ihnen in nichts nachstehen. Durch neuartige Rohstoffmischungen verbessern sie die Qualität der Gewebe, rüsten sie wasserabweisend aus und machen sie pflegearm. Ständig tauchen neue Namen auf; Prewotex, Fiorly, Finett, Filady, Filox und Finesse sind nur einige von ihnen.

Die Chemiker haben fast 1000 verschiedene vollsynthetische Faserarten entwickelt, aber nur für einige ist die Großproduktion aufgenommen worden. In der Deutschen Demokratischen Republik sind es zur Zeit vor allem 4 Faserarten, die PC-Fasern, Polyamidfasern, Polyakrylnitrilfasern und Polyesterfasern. Neben chemischen, physikalischen und textiltechnologischen waren vor allem wirtschaftliche Gesichtspunkte für ihre Auswahl maßgebend. Bei der Großproduktion müssen die Rohstoffe billig und leicht beschaffbar sein. Die Endprodukte sollen möglichst vielseitig eingesetzt werden können. Diese Forderungen sind bei den genannten 4 Typen erfüllt.

Die erste vollsynthetische Faser, die PC-Faser, kam 1934 auf den Markt. Sie wird auf PVC-Basis hergestellt. Durch Nachchlorierung des Vinylchlorids erreicht man eine höhere Temperaturbeständigkeit. Das entstehende 1,1-Dichloräthen (asymmetrisches Dichloräthen) wird meist durch Mischpolymerisation verarbeitet.

PC-Fasern sind gegen Säuren und Laugen beständig. Sie widerstehen sogar 50%iger Schwefel- und Salpetersäure. Auch Bakterien können ihnen nichts anhaben. Außerdem sind sie naßfest und unbrennbar. Bei Schutzanzügen, Dichtungen, Filtertüchern, Fischereinetzen, Feuer-

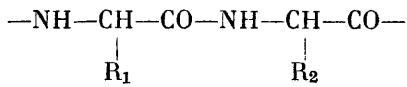


So entstehen Mischpolymerisate des 1,1-Dichloräthens

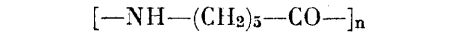
wehrschläuchen, Seilen, Theaterdekorationen und Planen für Eisenbahnwagen nutzt man diese vorteilhaften Eigenschaften aus. „Vylan-Wäsche" des VEB Filmfabrik Wolfen enthält PC-Fasern. Sie hat gutes Wärmehaltevermögen, lädt sich beim Tragen elektrostatisch auf, wobei hohe Spannungen entstehen, und ist deshalb für Rheumakranke besonders zu empfehlen. Der niedrige Erweichungspunkt (80 bis 90 °C) der PC-Fasern läßt allerdings Bügeln und Kochen von Vylan-Wäsche nicht zu.

Die DDR hat ihre Produktionskapazität an PC-Fasern so gesteigert, daß sie in der Lage ist, auch die benachbarte Volksrepublik Polen und die Tschechoslowakische Sozialistische Republik mit diesen Fasern zu versorgen.

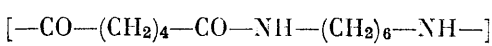
Dederon und Nylon sind Polyamide und ähneln in gewisser Beziehung einfachen Eiweißen, den Proteinen.



Stück einer Eiweißkette (Polypeptidkette)
R_1 und R_2 sind Seitenketten

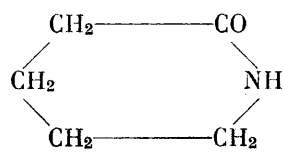


Dederon



Nylon

Wir erinnern uns, daß bei der Zersetzung von Dederon in der Hitze der typische Geruch nach verbranntem Eiweiß auftrat.



Aminokaprolaktam

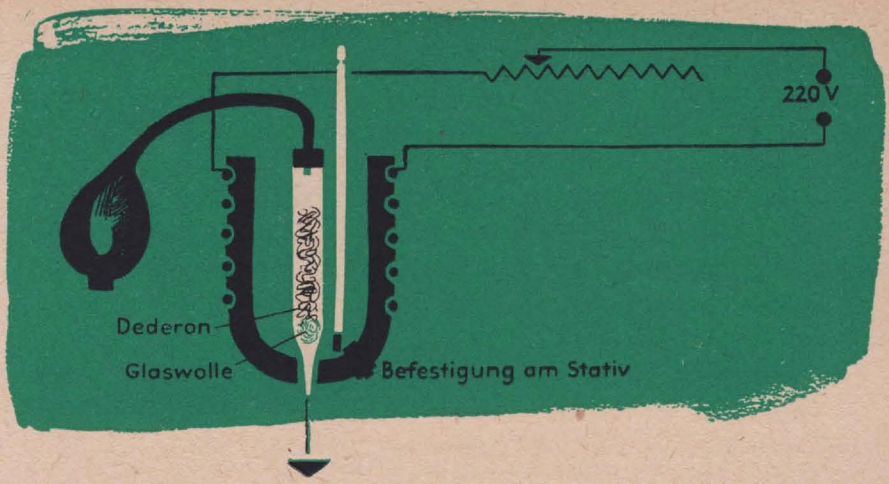
Die für die Polymerisation zu Dederon notwendige Ausgangsverbindung, eine feste weiße Masse, das Aminokaprolaktam, wird im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" über zahlreiche Zwischenstufen aus Hydroxybenzol hergestellt.

Der Betrieb verarbeitet einen Teil zu Plastmaterialien: Wasserhähne, Haushaltgeräte, Kämme, Borsten, Seile, Dichtungen, Siebe und andere. Der größte Teil — etwa 90 % — wird jedoch an den VEB Kunstseidenwerk „Friedrich Engels" nach Premnitz, den VEB Thüringisches Kunst-

faserwerk „Wilhelm Pieck", Schwarza, und den VEB Filmfabrik Wolfen zur Fasererzeugung geliefert.
Über Polyamide gibt es eine umfangreiche Literatur. Wir wollen deshalb darauf verzichten, die Synthese und die Weiterverarbeitung wiederzugeben. Keine vollsynthetische Faser ist so weit verbreitet wie das Dederon. In reichlich 20 Jahren — es wurde 1937 von dem Deutschen Paul Schlack entwickelt; Nylon 1931 von Carothers in den USA — ist seine Produktion von fast allen Industrieländern der Welt aufgenommen worden. In der DDR ist Dederon ein bedeutender Inlands- und Exportartikel geworden.
Dederonfasern sind leicht und fest zugleich. Ein Paar Damenstrümpfe wiegen nur etwa 10 bis 20 g. Zu ihrer Herstellung sind mehr als 10 km Fäden notwendig. Die Zerreißspannung liegt bei 57 kp/mm² — Messing 35 bis 52, Kupfer 22 bis 38, Aluminium 10 bis 20 kp/mm². Bei hoher Elastizität und mittlerer Beständigkeit gegen verdünnte Säuren und Laugen sind Dederonfasern scheuerfest und äußerst knickfest.
Dederonfasern werden nach dem „Schmelzspinnverfahren" hergestellt. Die zähflüssige Masse wird bei einer Spinngeschwindigkeit von 900 bis 1100 m/min durch Spinndüsen gepreßt. In einem Warmluftschacht erstarren die Fäden. In kaltem Zustand verstreckt man sie dann bis auf das Siebenfache ihrer ursprünglichen Länge. Dabei werden die Makromoleküle im Faden parallel gerichtet, zwischen CO- und NH-Gruppen verschiedener nebeneinanderliegender Moleküle bilden sich Bindungen aus. Die Reißfestigkeit wird dadurch zum Teil auf das Fünffache erhöht.

Schmelzspinnen von Dederon

Der Schmelzspinnapparat besteht aus einem Heizkörper für Heizsonnen — als Ersatzheizkörper in jedem Elektrofachgeschäft erhältlich —, in den ein zur Spitze ausgezogenes Halbmikroreagenzglas eingesetzt ist (siehe Abbildung). Der Heizdraht soll eine niedrige Wattzahl haben. Wir führen seine Anschlüsse über einen Schiebewiderstand zur Steckdose und regeln den Widerstand so ein, daß die Temperatur innerhalb des Tonkörpers zwischen 210 und 220 °C liegt. In das Reagenzglas bringen wir eine Glaswolleschicht, auf die wir Dederonstückchen — zerschnittene Angelschnur, Borsten und ähnliches — legen. Wenn sie zu schmelzen beginnen, drücken wir mit einem Gummiball Luft in das Reagenzglas. Aus der 0,2 bis 0,4 mm starken Düse tritt ein Faden aus, den wir schnell abziehen müssen. Er kann in kaltem Zustand gestreckt werden.



Die Beheizung des Reagenzglases kann selbstverständlich auch durch einen Heißluftstrom erfolgen — Luft durch ein heißes Glas- oder Metallrohr blasen —, nur müssen wir darauf achten, daß die Temperatur die angegebenen Werte nicht übersteigt, da sonst eine Zersetzung des Dederonmaterials eintritt.

Wer schneller, dafür aber nicht so elegant zum Ziel kommen will, muß in einem Halbmikroreagenzglas etwas Dederon schmelzen, eine Probe mit dem Glasstab entnehmen, die heiße Probe auf ein auf dem Tisch liegendes Brettchen tupfen und dann sofort quer durch das Zimmer den Faden ausziehen. Mit solchen selbsthergestellten Fäden lassen sich auch Streckversuche durchführen.

Wertvolle Kleinigkeiten

Streifzug durch die Farbstoffchemie

Auf dem Meeresgrund bei Tyrus, jener sagenhaften phönizischen Königstadt des Altertums, die auf einem Felsen im Mittelmeer vor der syrischen Küste erbaut war, wurde schon im 10. Jahrhundert vor unserer Zeitrechnung eine Stachelschneckenart gezüchtet, die der Zoologe heute „Murex brandalis“ nennt.

Hunderte von Sklaven mußten ins Meer tauchen und diese Schnecken sammeln. Andere Sklaven preßten sie aus, verrieben sie mit Salz und bearbeiteten den Extrakt in vielen Arbeitsgängen. Der anfangs weiße bis schwachgelbe Stoff wurde unter der Einwirkung von Luft und Sonne zitronengelb, dann grün und nahm schließlich eine prächtige violettrote Färbung an. Dieser Purpur war das Symbol der Macht der Könige. Jahrhunderte blieb er der wertvollste Farbstoff, und purpurne Gewänder zu tragen war stets das Vorrecht der Herrscher und Günstlinge in den Sklavenhalter- und Feudalstaaten.

Das Färben von einem Quadratmeter Stoff nach diesen Methoden kostete nach unserem Geld etwa 15 000 bis 20 000 Mark, denn 10 000 Schnecken mußten verarbeitet werden, um 1 g Purpurfarbstoff zu erhalten.

Aber nicht nur die Sklaven von Tyrus schufteten, um für ihre Ausbeuter herrliche Farben zu gewinnen. Einige hundert Jahre später bildete der Indigo, der violettblaue Farbstoff aus der Pflanze „Indigofera tinctoria“, eine der großen Einnahmequellen der räuberischen britischen „Ostindischen Kompanie“. Etwa 6 bis 9 Millionen Kilogramm dieses wertvollen Farbstoffes, von dem das Kilo $1\frac{1}{2}$ englische Pfund (damals 30 Goldmark) kostete, brachten Schiffe der „Ostindischen Kompanie“ jährlich in alle Teile der Welt.

Es ist heute für uns eine Selbstverständlichkeit, daß wir billige Stoffe

in leuchtend bunten Farben kaufen können. Ihre Herstellung geht nicht mehr durch Sklavenarbeit oder in indischen Faktoreien vor sich. Farben werden heute von kundigen Chemiearbeitern in vielen unserer chemischen Betriebe erzeugt, darunter auch Purpur und Indigo. Diese haben allerdings ihren Nimbus verloren. Bessere, lichtechtere, synthetische Farbstoffe in großer Auswahl haben sie verdrängt.

Farbe aus Wolfen

Wo ist der Anfang dieser Entwicklung? Wer gab den Anstoß? Viele Namen müßten hier genannt werden. Es war wie bei einer Kettenreaktion. Einmal eingeleitet, ging es immer schneller und immer stürmischer voran.

1826, 1840 und 1841 stellen Unverdorben, Fritzsche und Zinin unabhängig voneinander Anilin aus Indigo her. Runge findet Anilin 1834 im Steinkohlenteer, in demselben Jahre das Phenol und wenig später den ersten Teerfarbstoff, die Rosolsäure. In London gelingt 1856 dem jungen Perkin im Laboratorium Hofmanns die Darstellung von Mauvein, drei Jahre später gelingt Verguin in Lyon die Fuchsinsynthese, 1868 wird in Deutschland durch Graebe und Liebermann das Geheimnis des Krapprots gelüftet, es folgen die Eosinsynthese von Baeyer und Caro und die Aufklärung der Anthrazenfarbstoffe durch Emil und Otto Fischer. Gekrönt wurden diese Erfolge durch die technische Indigosynthese durch Heumann und andere zur Jahrhundertwende.

Bereits 1911 exportierte Deutschland 22 000 t synthetischen Indigo und brachte mit seinen 1,5 Millionen kg billigem synthetischem Alizarin den Krappanbau fast völlig zum Erliegen. Heute gibt es über 50 000 Patente für Farbstoffsynthesen, etwa 15 000 Farben verschiedener Tönung sind auf dem Markt.

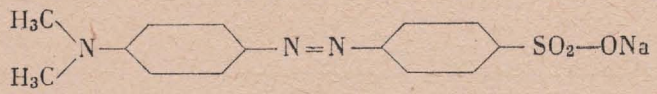
In Deutschland entwickelte sich, aufbauend auf den wissenschaftlichen Erkenntnissen, eine mächtige Farbstoffindustrie. Es entstand der monopolistische IG-Farben-Trust, der bereits bis zum ersten Weltkrieg 85 % der Weltfarbstofferzeugung beherrschte und der sich in Deutschland zu einem Staat im Staate auswuchs. Seine treibende Rolle bei der Vorbereitung zweier Weltkriege, alle seine Verbrechen sind uns hinlänglich bekannt. Seit 1925 gehörte zur IG auch ein Betrieb, der heute zu den volkseigenen chemischen Großbetrieben unserer Republik zählt. Der jetzige VEB Farbenfabrik Wolfen wurde von der Aktiengesellschaft Anilinfarbenfabrikation in Berlin, der sogenannten Agfa, im Mai 1895 gegründet.

Das im letzten Kriege schwer beschädigte Werk wurde am 1. April 1952 nach seinem teilweisen Wiederaufbau von sowjetischen Organen dem deutschen Volk übergeben. Jetzt arbeiten auf einer Fläche von $1\frac{1}{2}$ Millionen m^2 über 8000 Menschen. Die etwa 700 Erzeugnisse des Betriebes werden in 36 Länder exportiert, unter ihnen neben den schon genannten Farbstoffen auch Pharmazeutika, Riechstoffe und kosmetische Erzeugnisse sowie Stickstoffdünger, Pflanzenschutzmittel, Schädlingsbekämpfungsmittel, Waschmittelrohstoffe und Chemikalien. Zu ihrer Erzeugung muß der Betrieb 1300 Vor- und Zwischenprodukte zur Verfügung haben, dazu gehören auch Schwefelsäure und Natronlauge.
14 % der Produkte, die Wolfen verlassen, sind Farbstoffe. Klassische Erzeugnisse des Werkes sind zum Beispiel Schwefelschwarz-Farbstoffe und substantive Farbstoffe in Schwarz und Dunkelblau für die Zellulosefärbung. Hinzu kamen nach 1945 Neuentwicklungen von Buntfarbstoffen. Neue Anlagen entstanden, Vakuumfilter, Filterpressen, Zentrifugen, Vakuum-Destillationskolonnen, Autoklaven mit mechanischen Rührwerken, Kugelmühlen, Kühl- und Trockenanlagen. Vieles ist hier kleiner als in anderen chemischen Produktionsstätten, die Produkte sind aber ungleich wertvoller. Ebenso wichtig war die Entwicklung neuer Sortimente und neuer Nuancen. Andere Betriebe entwikkelten neue Fasern, von Wolfen verlangte man den Farbstoff dafür. Hier setzte die Forschung ein. Eins ihrer Ergebnisse war die Entwicklung licht- und waschechter Farbstoffe, die seit 1957 im Cupraminfarbenbetrieb hergestellt werden. Neuentwicklungen helfen zugleich Importe einzusparen. Wir können sicher sein, daß die Wolfener Forschungs- und Arbeitsgemeinschaften zusammen mit den sozialistischen Brigaden alles daransetzen werden, die Jahresproduktion an Farbstoffen weiter zu erhöhen.
Wenn wir uns also in Zukunft an einem schönen Kleid erfreuen, wenn wir sehen, wie unter den geschickten Händen eines Figaros mit der „Bravour-Säure-Kaltwelle“ oder dem „Lichtgoldtoner“ ein schöner Kopf entsteht, wenn wir erleben, wie im Haushalt FW 6 das Abwaschen erleichtert, wenn wir Zeugen sind, wie man tierischen Schädlingen mit Wofatox, Selinon oder Mux zu Leibe geht, dann wollen wir die vielen fleißigen Hände der Menschen nicht vergessen, die in Wolfen mit dafür sorgen, daß unser Leben schöner und reicher wird.

Das Geheimnis der Farben

Am Anfang dieses Abschnitts steht die Formel eines noch verhältnismäßig einfach gebauten Farbstoffs. Wir kennen ihn alle. Der Chemiker

bezeichnet ihn als p,p′-Dimethylamino-azobenzolsulfonsaures Natrium, wir kennen diesen Stoff schon als Methylorange und verwenden ihn als Indikator. Zum Färben ist er nicht geeignet, da ja durch Säurezusatz seine gelbe Farbe in Rot umschlägt.

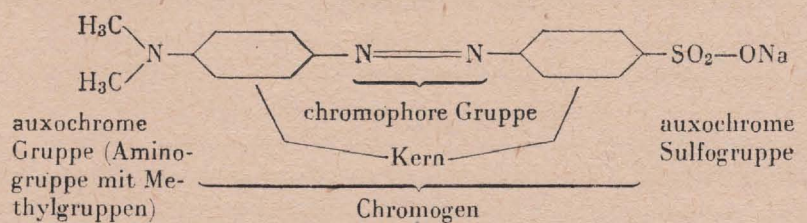


Es ist kein Zufall, daß die organischen Farbstoffe kompliziert aufgebaut sind. Die Erfahrungen und die theoretischen Untersuchungen zahlreicher namhafter Farbenchemiker lehrten, daß die Farbigkeit einer Verbindung eng mit der Molekülstruktur verknüpft ist. Der Grundkörper, den man auch als Kern bezeichnet, ist meist eine Ringverbindung. An ihr müssen Farbträger oder Chromophore sitzen. Es sind in jedem Falle ungesättigte Gruppen:

—CH=CH—	Äthylengruppe
=C=O	Oxogruppe (Ketogruppe)
—N=N—	Azogruppe
—N=O	Nitrosogruppe
—N(=O)=O	Nitrogruppe

Kern und chromophore Gruppe heißen Chromogen oder Farberzeuger. Eine chromophore Gruppe genügt meist nicht, um Farbigkeit hervorzurufen. Das rotgelbe β-Carotin, der Farbstoff der Möhren, enthält zum Beispiel 11 Doppelbindungen. Außerdem ist die Häufung und die Art der Anordnung von Einfluß. Zur Vertiefung der Farbigkeit, zur Erreichung höherer Echtheit und zur Verschiebung der Nuancen müssen weitere Gruppen an den Kern mit dem Chromophor angelagert werden. Diese anzulagernden Farbhelfer oder Auxochrome sind vor allem die Hydroxylgruppen (-OH) und die Aminogruppe ($-NH_2$), die zugleich durch ihren sauren beziehungsweise basischen Charakter die Affinität des Farbstoffs zur Textilfaser erhöhen. Trotz dieser Regeln ist das Auftauchen eines neuen Farbstoffs auch heute noch oft an Zufälligkeiten geknüpft.

Betrachten wir daraufhin noch einmal unser Methylorange:



Mit unseren einfachen Mitteln können wir leider nur wenige der vielen Farbstoffe aufbauen, die uns aber doch erkennen lassen, wie schön und interessant das Reich der Farben ist.

Wir synthetisieren Farbstoffe aus Anilin

Das erste Teerfarbenpatent der Welt ließ der erst achtzehnjährige William Henry Perkin registrieren. Es war jener Farbstoff, den er Mauvein nannte, weil er ihn an die Farbe der Malven erinnerte. Violett wurde Modefarbe. Die Mauvein Factory Perkin & Co. trug mit dazu bei, denn Perkin verstand es, die Färber von der Güte des neuen Farbstoffs zu überzeugen. Über Frankreich gelangte der malvenfarbige Teerfarbstoff auch nach Deutschland.

Mauvein im Reagenzglas

Aus toluidinhaltigem Anilin bildet sich Mauvein durch Einwirkung starker Oxydationsmittel. Wir pulverisieren wenig Kaliumpyrochromat (Vorsicht! Es ist ein Gift der Abt. 3), feuchten mit einigen Tropfen Wasser an, daß ein Brei entsteht, geben 5 ml konzentrierte Schwefelsäure zu und schütteln um. Eventuell können wir auch einmal kurz mit kleiner Flamme erwärmen. Zu 1 ml rohem Aminobenzol (auch Aminobenzol gehört zu den Giften der Abt. 3) geben wir nun die Hälfte dieser frisch hergestellten Chromschwefelsäure und erwärmen vorsichtig. Die Mischung färbt sich violett. Wir lassen erkalten und ziehen den Farbstoff mit 10 bis 15 ml Wasser aus. Es sei bemerkt, daß der Versuch, Gewebe durch Eintauchen in die Mauveinlösung zu färben, wenig erfolgreich verlaufen wird.

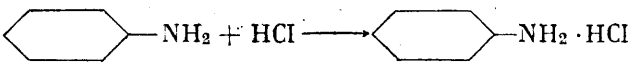
Wir synthetisieren Anilingelb

Zunächst lösen wir in einem Reagenzglas 2 g Natriumnitrit (Nitrite sind Gifte!) in 10 ml Wasser und in einem anderen $\frac{1}{2}$ ml Aminobenzol in 5 ml Brennspiritus. Die Lösungen stellen wir kühl. Jetzt mischen wir in einem 250-ml-Erlenmeyerkolben, der mit Wasser gut gekühlt wird (besser Eiswasser oder Schnee), $\frac{1}{2}$ ml Aminobenzol mit 2 ml konzentrierter Salzsäure. Es bildet sich festes weißes Aminobenzolhydrochlorid, dem wir anschließend so lange Wasser zugeben (etwa 10 ml), bis es

sich gelöst hat. Wir rühren dabei. Unter fortwährendem Kühlen und gleichzeitigem Rühren gießen wir langsam die wäßrige Lösung von Natriumnitrit (wir gewinnen es aus Natriumnitrat durch kräftiges Erhitzen im Reagenzglas) in den Erlenmeyerkolben, warten 2 bis 3 Minuten und fügen die Anilinlösung hinzu. Es bildet sich ein Niederschlag, der gelb bleibt, wenn wir immer gut gekühlt haben. Er besteht aus Anilingelb.

Unseren Farbstoff wollen wir für Färbeversuche verwenden. Dazu müssen wir ihn durch Filtrieren von der Restlösung trennen. Der Farbstoff wird auf dem Filter mit etwas kaltem Wasser gewaschen und anschließend an der Luft getrocknet.

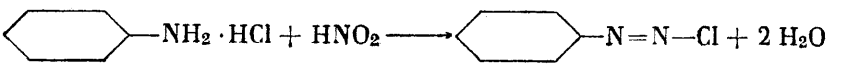
Wir wollen uns nun auch noch fragen, welche chemischen Reaktionen sich im Kolben abspielten. Zuerst entstand salzsaures Aminobenzol (Aminobenzolhydrochlorid):



Dabei wurde nicht alle Salzsäure verbraucht, der Rest reagierte mit dem Natriumnitrit unter Bildung von Natriumchlorid und salpetriger Säure:

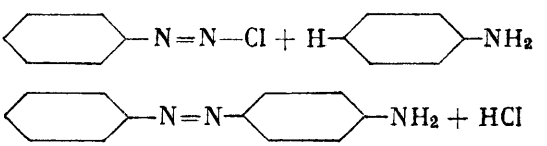
$$NaNO_2 + HCl \longrightarrow NaCl + HNO_2$$

Diese wiederum bildete mit dem salzsauren Aminobenzol die farbige Verbindung Diazobenzolchlorid:



Diazobenzolchlorid

In ihr finden wir die chromophore Azogruppe (-N=N-), die zu Beginn dieses Abschnitts bereits erwähnt wurde. Diazobenzolchlorid ist wohl farbig, färbt aber noch nicht, denn ihm fehlt die auxochrome Gruppe. Deshalb mußten wir erneut Aminobenzol zugeben, das die Aminogruppe (-NH_2) in den Farbstoff bringt:



(p) 4-Aminoazobenzol (Anilingelb)

Anilingelb gehört wie das schon genannte Methylorange zur Gruppe

der Azofarbstoffe. Es wird heute nur noch selten zum Färben verwendet. Bessere Gelbfarbstoffe haben es verdrängt.

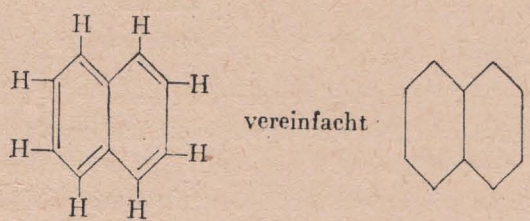
Anilinschwarz, ein Baumwollfarbstoff

1863 entdeckt, gehört das Anilinschwarz zu den ältesten organischen Farbstoffen. Es ist ein chinoider Farbstoff mit der Bruttoformel $C_{48}H_{34}N_8$.

In einem Reagenzglas überschichten wir $^1/_2$ ml Aminobenzol mit der gleichen Menge konzentrierter Salzsäure, schütteln um und geben langsam 7 ml Wasser zu. In das Gemisch gießen wir dann noch 4 ml konzentrierte Kaliumpyrochromatlösung und lassen den Ansatz etwa 5 bis 10 Minuten stehen. Dabei bemerken wir eine beginnende Schwarzfärbung. Anschließend gießen wir die Lösung in ein Becherglas von 100 ml Inhalt, lassen etwa $^1/_2$ bis 1 Minute sieden und danach abkühlen. Das entstandene Anilinschwarz filtrieren wir ab und waschen den Farbstoff auf dem Filter mit Wasser aus. Er ist in Wasser und Äthanol unlöslich. Das dunkle Filtrat gießen wir weg.

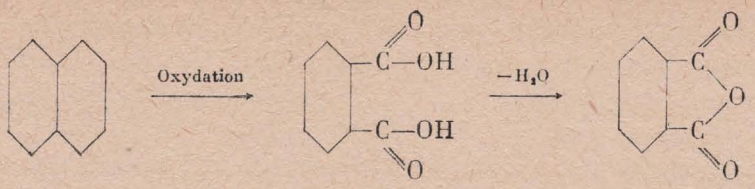
Wir gewinnen Phthaleinfarbstoffe

Wir lernten bereits auf Seite 174 das Naphthalin kennen, das in der Mittelölfraktion des Steinkohlenteers zu etwa 6 % enthalten ist.



Betrachten wir seine Strukturformel, so sehen wir, daß es aus 2 Ringen besteht, die 2 Glieder (C-Atome) gemeinsam haben. Es wird deshalb zu den kondensierten Ringsystemen gerechnet.

Aus Naphthalin wird durch katalytische Oxydation die Phthalsäure (1,2-Benzoldikarbonsäure) gewonnen, und aus dieser entsteht das Anhydrid durch Wasserabspaltung. Phthalsäure ist im Handel erhältlich. Wir benötigen für unsere Farbstoffversuche das Anhydrid, das wir uns selbst bereiten.



Naphthalin | 1,2-Benzoldikarbonsäure (Phthalsäure) | Phthalsäureanhydrid

Phthalsäureanhydrid aus Phthalsäure

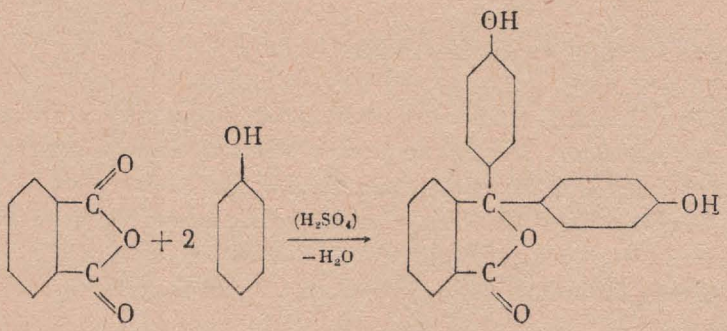
Auf dem Sandbad erwärmen wir langsam in einer Porzellanschale etwas Phthalsäure. Die Schale decken wir mit einem Uhrglas oder einer gleichgroßen Porzellanschale ab. Die Phthalsäure schmilzt bei 230 °C, und an der Abdeckung sehen wir bald ein Sublimat aus schönen langen Nadeln — das gewünschte Phthalsäureanhydrid.
Aus diesem Phthalsäureanhydrid wollen wir nun einige Farbstoffe herstellen.

Gewinnung des Indikators Phenolphthalein

In der Porzellanschale vermischen wir zuerst einige Kristalle von Hydroxybenzol mit der dreifachen Menge Phthalsäureanhydrid. Aus einer Pipette tropfen wir nun so lange Schwefelsäure dazu, bis die Mischung gut durchfeuchtet ist. Jetzt erwärmen wir einige Minuten lang auf einem Asbestdrahtnetz mit kleiner Flamme und rühren fortwährend mit dem Glasstab. Wenn weiße Nebel aufsteigen, unterbrechen wir das Erwärmen für kurze Zeit. Es treten sonst zu große Verluste an Phthalsäureanhydrid auf, das bei 131,6 °C siedet. Schließlich beobachten wir, daß sich die Schmelze rotbraun bis orange färbt. Die Reaktion ist nun beendet.
Wir gießen die Schmelze in ein Becherglas mit Wasser. Ein weißes Pulver scheidet sich ab. Es besteht vorwiegend aus Phenolphthalein nebst Resten von Phthalsäureanhydrid.
Mit einem Teil des Wassers spülen wir die Porzellanschale aus, dann rühren wir noch einmal kräftig mit dem Glasstab, damit das Phenolphthalein gewaschen wird, lassen absetzen und gießen das darüberstehende Wasser ab.
Nun lösen wir den Farbstoff in etwas Äthanol (Brennspiritus) und

können ihn als Indikator verwenden. Wenn ein Tropfen unserer Indikatorlösung mit einer Lauge eine tiefrote Färbung hervorruft, die bei Säurezugabe wieder verschwindet, haben wir die Gewißheit, daß die Synthese gelungen ist.

Phenolphthalein ist der einfachste Phthaleinfarbstoff. Seine Synthese geht auf den deutschen Chemiker Baeyer (1871) zurück. Es handelt sich um eine Kondensationsreaktion, bei der die Schwefelsäure als wasserentziehendes Mittel wirkt.



Phenolphthalein ist zur Faserfärbung ungeeignet (Farbumschlag), wird aber vorwiegend als Indikator verwendet. Außerdem ist es als Abführmittel bekannt.

Enge Verwandte des Phenolphthaleins sind Fluoreszein und Eosin.

Wir stellen den Farbstoff der Badetabletten her

Badetabletten enthalten neben verschiedenen Salzen und ätherischen Ölen auch einen Farbstoff, der auffallendes Licht verschluckt, „absorbiert", und es sofort wieder ausstrahlt. Das ausgestrahlte Licht ist energieärmer, also langwelliger als das absorbierte. Diese Erscheinung heißt Fluoreszenz, der Farbstoff Fluoreszein.

Wir verfahren wie bei der Phenolphthaleinherstellung, nur nehmen wir an Stelle von Hydroxybenzol eines seiner Homologen, das 1,3-Dihydroxybenzol (Resorzin) in gleicher Menge wie das Phthalsäureanhydrid und erwärmen allmählich auf 180 °C.

Die Schmelze sieht blutrot aus und ist dickflüssig. Wir lassen erstarren und verarbeiten sie folgendermaßen weiter:

Eine Hälfte bewahren wir für weitere Versuche auf, die andere geben wir in ein Reagenzglas, versetzen sie mit verdünntem Ammonium-

hydroxid oder Natronlauge, erwärmen leicht und schütteln. Es bildet sich ein Salz, das sich mit intensiver Farbe löst. Da die noch vorhandene Schwefelsäure erst neutralisiert werden muß, müssen wir genügend Lauge nehmen. (Vorsicht! Beim Neutralisieren kommt es zur Wärmeentwicklung.)
Einen Tropfen der Lösung lassen wir in ein größeres Glas mit Wasser fallen und rühren um. Nun halten wir die Lösung gegen das Licht. Sie erscheint gelb. Die Flüssigkeit zeigt hellgrüne Fluoreszenz, wenn man sie von oben oder in Richtung des einfallenden Lichtes gegen einen dunklen Hintergrund betrachtet.
Selbst kleinste Mengen des Farbstoffes können durch die Fluoreszenz noch nachgewiesen werden. 1 g Fluoreszein ruft in 40 000 l Wasser eine deutliche Färbung hervor. So genügen 250 g des Farbstoffes, um das Wasser in einem Schwimmbecken von 100 m Länge, 25 m Breite und 2 m Tiefe zu färben.
Die außerordentlich gute Nachweisbarkeit geringster Mengen Fluoreszein hat man öfter ausgenutzt, um den unterirdischen Lauf von Flüssen zu verfolgen. Das bekannteste Beispiel hierfür ist die Untersuchung der Donauversickerung. Wie vielen bekannt sein wird, versickert am Oberlauf der Donau in der Nähe des Bahnknotenpunktes Immendingen der größte Teil des Donauwassers in dem lockeren Kalkgestein. Um festzustellen, welchen Weg das Wasser nimmt, wurden 1877 10 kg Fluoreszein bei Immendingen in die Donau geschüttet. Einer der aufgestellten Posten sah 60 Stunden später in dem Flüßchen Aach im Hegau deutliche Fluoreszenz. Damit war nachgewiesen, daß das Donauwasser größtenteils in dem zerklüfteten Gestein zu der etwa 15 km entfernten Quelle der Aach fließt und von dort zu dem zum Bodensee gehörigen Untersee gelangt.

Schön wie die Morgenröte

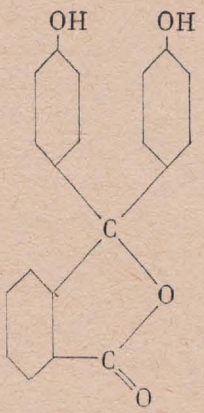
Ein naher Verwandter des Fluoreszeins ist ein Farbstoff, der seinen Namen nach dem griechischen Wort éos (die Morgenröte) erhielt, weil er dunkelrote Kristalle bildet, die sich in Wasser zu einer rosenroten Flüssigkeit lösen. Die rote Tinte, an die sich mancher wegen ihrer Verwendung in der Schule nur ungern erinnert, ist eine Eosinlösung. Sie zeigt grüne Fluoreszenz. Das können wir an den Stahlfedern beobachten, die zum Schreiben mit roter Tinte verwendet wurden. Eosin wurde, kaum entdeckt, einer der begehrtesten Rotfarbstoffe für Woll-, Baumwoll- und Seidenfärberei.
Wir finden Eosin im Lippenstift, als Warnfarbstoff bei vergifteten Le-

bensmitteln; Konditoren verwenden es zur Färbung von Zuckerwaren, die Biologen zur Bakterienfärbung.

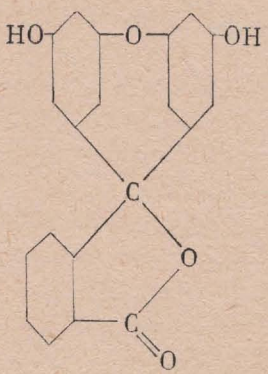
Die Herstellung von Eosin ist an das Vorhandensein einiger Tropfen Brom gebunden; wird demzufolge nur den Mitgliedern von Arbeitsgemeinschaften möglich sein.

(Brom ist ein Gift der Abt. 2. Bromdämpfe ätzen Augen und Atemwege. Bromspritzer verursachen auf der Haut schmerzhafte Entzündungen. Versuche mit Brom müssen wir deshalb unter Verwendung von Gummihandschuhen und einer Schutzbrille stets unter dem Abzug oder im Freien durchführen.)

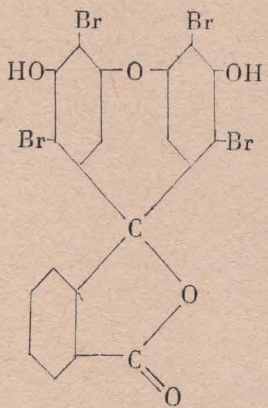
Zu dem restlichen Teil unseres selbst hergestellten Fluoreszeins lassen wir in eine Porzellanschale 1 bis 2 Tropfen Brom fließen und erwärmen leicht. Nach dem Abkühlen geben wir einige ml Natronlauge hinzu. Wenn Rotfärbung aufgetreten ist, verdünnen wir im Reagenzglas



Phenolphthalein



Fluoreszein

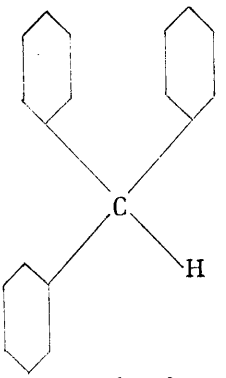


Eosin

einen Tropfen des Farbstoffs mit Wasser, um die Fluoreszenz betrachten zu können. Den Rest verwenden wir zu Färbeversuchen.

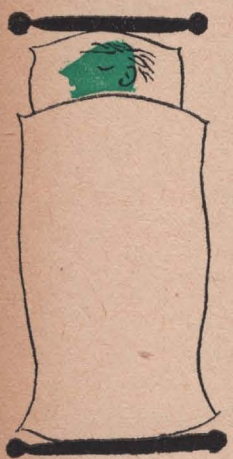
Um beispielsweise bei der Untersuchung organischer Verbindungen Brom neben Chlor nachzuweisen, bedienen wir uns der Eosinprobe. Wir stellen uns Fluoreszeinpapier her, indem wir Filterpapier mit Fluorezeinlösung tränken und trocknen lassen. Das Papier schneiden wir dann in Streifen von Lackmuspapiergröße. Auf einen dieser Streifen tropfen wir etwas der zu untersuchenden Substanz und halten es anschließend über die Öffnung einer mit konzentriertem Ammoniumhydroxid gefüllten Flasche. Bei Gegenwart von Brom nimmt das Papier an der betupften Stelle eine blaßrosa Färbung an.

Zum Schluß schauen wir uns noch einmal die Formeln der 3 Verwandten an. Ein Vergleich der Formeln zeigt uns, daß alle 3 das Triphenylmethan als gemeinsamen Grundkörper haben. Sie werden deshalb in der Gruppe der Triphenylmethanfarbstoffe zusammengefaßt.



Triphenylmethan

Chemie im Kampf gegen Krankheiten



Mehrere tausend verschiedene Arzneimittel werden in den Betrieben der DDR erzeugt. Sie versorgen uns mit fast allen Medikamenten, die für die heutige Medizin Bedeutung haben. Darüber hinaus wird ein sehr beträchtlicher Teil unserer Pharmazeutika in die Länder des sozialistischen Lagers und neuerdings vor allem in die jungen Nationalstaaten Afrikas und Asiens exportiert. Betriebe wie der VEB Jenapharm oder der VEB Arzneimittelwerk Dresden haben sich im In- und Ausland einen guten Namen erobert.

Doch der Anfang war nicht leicht.

Wohl kann die deutsche pharmazeutische Industrie auf eine hervorragende Tradition zurückblicken, jahrzehntelang stand sie an erster Stelle im Weltmaßstab, doch die meisten großen pharmazeutischen Werke befanden sich im westlichen Teil des Landes. Im Bereich der DDR gab es nur wenige mittelgroße sowie eine Reihe kleiner Spezialbetriebe.

Gerade für die kompliziertesten und leistungsfähigsten Arzneimittel waren keine Produktionsstätten vorhanden. Getreu dem Prinzip, daß die Sorge um den Menschen im Mittelpunkt steht, wurde nach 1945 sofort mit dem Aufbau einer modernen pharmazeutischen Industrie begonnen.

In einer kleinen Laborabteilung des VEB Jenaer Glaswerke Schott & Gen. begann die Geschichte unseres heute größten Arzneimittelwerkes, des VEB Jenapharm. Der Betrieb erhielt seinerzeit die Aufgabe, den dringenden Bedarf an Penizillin und anderen wichtigen Pharmazeutika in möglichst kurzer Frist umfassend zu decken. Schon sehr bald gab es beachtliche Erfolge. Heute ist der Betrieb längst in geräumigen, lichten Neubauten untergebracht und stellt fast 25 % der Gesamtproduktion

an Arzneimitteln in der DDR her. 2500 Beschäftigte, davon mehr als die Hälfte Frauen, sorgen hier durch ihre Qualitätsarbeit für die Erhaltung unserer Gesundheit. Peinlichste Sauberkeit und gewissenhafte Kontrollen sind oberstes Gebot. Die wichtigsten Betriebsteile, in denen die bakterientötenden Stoffe hergestellt werden, sind völlig gegen das Eindringen von Krankheitskeimen von außen abgeschlossen. Der Weg in diese Räume führt nur über eine Schleuse, die den Benutzer mit bläulichem Licht und kribbelndem Ozongeruch empfängt. Mit ultraviolettem Licht wird die Kleidung jedes Passanten sterilisiert, damit keine Krankheitskeime eingeschleppt werden können.

Die Herstellung der wichtigsten bakterientötenden Stoffe oder „Antibiotika", zum Beispiel Penizillin und Streptomyzin, erfolgt noch nicht synthetisch, obwohl das heute bei den meisten dieser Stoffe möglich wäre. Die Chemiker verfügen über winzige Helfer, die ihnen die Antibiotika billiger liefern. In riesigen Tankanlagen, die zwei Stockwerke eines umfangreichen Gebäudes ausfüllen, wuchern Schimmelpilze der Gattung „Penicillium" in Nährlösungen. Die Pilze bilden in ihrem fadenförmigen Gewebe jenen Wunderstoff, der bereits zum millionenfachen Lebensretter geworden ist, das Penizillin. Verwandte dieses Schimmelpilzes können wir häufig beobachten, wenn wir ein Stück feuchtes Brot längere Zeit an einen warmen Ort legen. Sie spielen übrigens auch bei der Bereitung mancher Käsesorten (Camembert) eine wichtige Rolle.

Fast ebenso wichtig wie das Penizillin ist das Streptomyzin, durch dessen Anwendung die Lungenentzündung, die Tuberkulose und andere gefürchtete Krankheiten viel von ihren Schrecken verloren haben. Es wird von Strahlenpilzen gebildet, die häufig im Waldboden wuchern und zum würzigen Waldduft beitragen. Auch dieser Strahlenpilz wird in größtem Umfang in Nährlösungen gezüchtet.

Die Aufgaben des Chemikers bei der Gewinnung dieser Antibiotika sind vielseitig und kompliziert. Sie erstrecken sich von der Zubereitung der Nährlösungen bis zu der außerordentlich schwierigen Abtrennung der reinen Antibiotika aus dem Pilzgewebe. Die abgetrennten Stoffe müssen schließlich noch genau dosiert und durch geeignete Zusätze haltbar gemacht werden. Nicht weniger als 500 t Lösungsmittel, Chemikalien usw. werden zur Herstellung von 1 kg Streptomyzin verbraucht.

Noch viele andere Arzneimittel stellt der VEB Jenapharm her oder wird ihre Produktion in den nächsten Jahren aufnehmen. Vielleicht wird er uns eines Tages auch Heilmittel gegen die letzte große Geißel der Menschheit, den Krebs, liefern können.

Anhydromethylenzitronensaures Hexamethylentetramin – ein einfaches Desinfektionsmittel

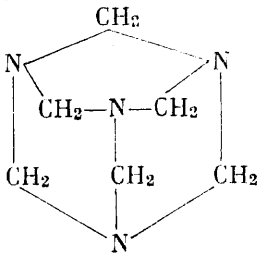
Kurz und prägnant sind die Namen der meisten Arzneimittel. Doch handelt es sich dabei fast stets um Firmenbezeichnungen, die uns keine Auskunft über die chemische Natur der wirksamen Stoffe geben. Erst wenn wir ein Tablettenröhrchen näher betrachten, so entdecken wir in Kleindruck die Angaben der genauen chemischen Zusammensetzung. Viele der dort angeführten chemischen Bezeichnungen sind so lang, daß wir sie kaum entziffern oder gar aussprechen können. Doch gerade diese Namen geben dem Fachmann Aufschluß über die Struktur der betreffenden Substanzen. Tatsächlich sind die Pharmazeutika in chemischer Hinsicht meist sehr komplizierte Stoffe, und ihre Herstellung erfordert zahlreiche mühevolle Einzeloperationen. Dabei ist der eigentlich wirksame Bestandteil häufig recht einfacher Natur, er muß jedoch an andere chemische Gruppen angelagert werden, damit er eine optimale Wirkung entfalten kann. Diese zunächst unnötig scheinenden Nebengruppen veredeln den wirksamen Molekülrest in mannigfacher Weise: Sie steigern bei richtiger Auswahl die therapeutischen Eigenschaften, schwächen unliebsame Nebenwirkungen des Medikaments ab, verbessern den Geschmack und sorgen nicht zuletzt dafür, daß der aktive Bestandteil erst in den Körperorganen freigesetzt wird, in denen er zum Einsatz gelangen soll.

Wir stellen ein Medikament her

Um einen Eindruck vom Wesen dieser komplizierten Verbindungen zu gewinnen, wollen wir anhydromethylenzitronensaures Hexamethylentetramin, ein Medikament zur Desinfektion der Harnorgane, synthetisieren. Wir benötigen 25 ml Methanallösung (Formalin) 35%ig (Vorsicht, Gift!), 10 ml Ammoniak 25%ig, 25 g Zitronensäure, fein gepulvert, 10 ml konzentrierte Salzsäure, 100 ml Äthanol (Brennspiritus) und 3 g Aktivkohle.

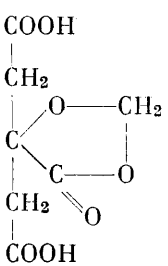
Der komplizierte Name des Medikaments sagt uns, daß es durch Verbindung von zwei Bestandteilen, nämlich Hexamethylentetramin und Anhydromethylenzitronensäure, besteht. Wir müssen daher zunächst diese beiden Zwischenprodukte aufbauen.

Im Hexamethylentetramin sind 6 Methylengruppen (CH_2 =) mit



4 Aminogruppen (NH_2-) so verschweißt, daß ein System von Ringen entsteht, die ein Tetraeder bilden.

Zu seiner Herstellung geben wir 12,5 ml der Methanallösung in einen kleinen Erlenmeyerkolben (Inhalt etwa 100 ml), den wir mit kaltem Wasser gut kühlen. Nach und nach fügen wir nun in kleinen Portionen 15 ml Ammoniak hinzu. Danach verschließen wir den Kolben mit einem Gummipfropfen und lassen ihn ein bis zwei Stunden in kaltem Wasser stehen. Jetzt geben wir nochmals 2,5 ml Ammoniak hinzu, lassen weitere 24 Stunden stehen und gießen die Lösung in flache Teller oder Uhrgläser. An einem mäßig warmen Ort (Zentralheizung oder Ofen) lassen wir die Lösung langsam eindunsten, wobei ein kristalliner Rückstand entsteht. Wir kratzen den Rückstand mit einem Spatel zusammen, geben ihn in den gereinigten trockenen Erlenmeyerkolben und lösen in etwa 60 ml Alkohol, wozu wir auf dem Wasserbad erwärmen. Zur Lösung fügen wir etwa 1 g Aktivkohle hinzu, dunsten auf dem Wasserbad etwas ein und lassen abkühlen, wobei das reine Hexamethylentetramin auskristallisiert. Wir filtrieren ab und bestimmen durch Wägen die Ausbeute, die bei sorgfältigem Arbeiten ungefähr 80 % der Ausgangsprodukte, also 5 bis 6 g, beträgt.



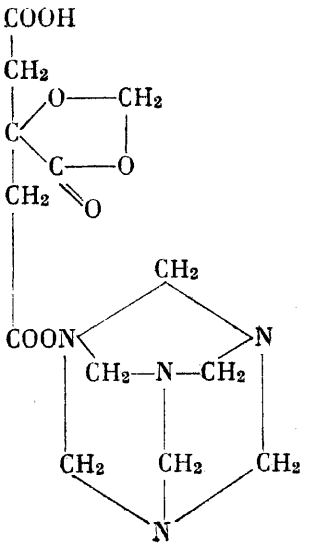
Anhydromethylenzitronensäure entsteht, wie der Name dem Fachmann verrät, aus Zitronensäure durch Anlagerung einer Methylengruppe und Abspaltung von Wasserstoff. Wir lassen dazu in Gegenwart von Salzsäure Methanal auf die Zitronensäure einwirken. Die Salzsäure beschleunigt als Katalysator diesen Prozeß.

Da bei der Reaktion beißende Dämpfe entstehen, führen wir sie im Freien oder unter dem Abzug durch. Wir bauen ein Wasserbad auf und setzen eine Porzellanschale (8 bis 10 cm Durchmesser) darauf, in die wir 25 g Zitronensäure, 10 ml Methanallösung und 10 ml reine konzentrierte Salzsäure geben. Nun erwärmen wir unter gleichzeitigem Rühren. Mit einem Thermometer kontrollieren wir die Temperatur des Wasserbades, die 80 bis 85 °C, auf keinen Fall mehr, betragen soll. Wenn sich nach reichlich einer halben Stunde eine Schicht feiner Kriställchen auf der Oberfläche des Gemisches bildet, setzen wir das Erwärmen noch 15 Minuten fort und bringen die Schale dann auf Eis oder Schnee, notfalls in kaltes Wasser, zum raschen Abkühlen. Es bildet sich ein dicker Kristallbrei, den wir filtrieren oder, besser, auf einer Nutsche mit der Wasserstrahlpumpe absaugen. Zur Reinigung wird der Filterkuchen, die rohe Anhydromethylenzitronensäure, in feuchtem Zustand gewogen, in einem kleinen Erlenmeyerkolben mit reichlich dem Anderthalbfachen seines Gewichtes in heißem destilliertem Wasser aufgelöst und Aktivkohle hinzugegeben. Dann filtrieren wir die heiße Lösung möglichst rasch durch ein Faltenfilter im vorher angewärmten Trichter und stellen das Filtrat zur Kristallisation recht kühl, am besten auf Eis. Nach einigen Stunden hat sich die Anhydromethylenzitronensäure größtenteils in Form reinweißer Kristalle abgeschieden, die wir abfiltrieren oder auf der Nutsche absaugen und auf Filtrierpapier bei mäßiger Wärme trocknen. Die Ausbeute beträgt bei genauem Arbeiten 10 g.

Mit der Herstellung der beiden Zwischenprodukte haben wir den schwierigsten Teil der Synthese geschafft. Um das Medikament selbst zu erhalten, brauchen wir die beiden Stoffe nur in gelöster Form in der Wärme zu vereinigen. Dazu lösen wir in zwei Bechergläsern (100 beziehungsweise 250 ml Inhalt) 5 g Anhydromethylenzitronensäure in 20 ml Alkohol und 3,5 g Hexamethylentetramin in 30 ml Alkohol. Zur Auflösung erwärmen wir beide Bechergläser gleichzeitig im Wasserbad auf etwa 80 °C. Nun schütten wir die gelöste Anhydromethylenzitronensäure im heißen Zustand rasch in das größere Becherglas, in dem wir das Hexamethylentetramin gelöst haben. Dabei rühren wir mit dem Glasstab möglichst lebhaft. Das Medikament scheidet sich vollständig als weißer Niederschlag ab und wird durch Filtrieren abgetrennt.

Das Präparat ist sowohl in Wasser als auch in Alkohol fast unlöslich und ist geschmack- und geruchlos. Angefeuchtetes blaues Lackmuspapier wird gerötet, da noch freie Säuregruppen der Zitronensäure vorhanden sind. In einem Reagenzglas fügen wir zu einer Messerspitze des Pulvers etwas Natronlauge hinzu und erwärmen leicht. Wir merken am stechenden Geruch des Methanals, daß eine Spaltung eingetreten

ist. Darauf beruht auch die pharmazeutische Anwendung. Das eingenommene Medikament spaltet in den Harnorganen Methanol ab und wirkt dadurch desinfizierend, die Zitronensäure außerdem harn-



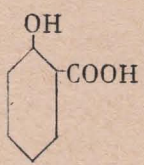
reinigend. Allerdings wollen wir unser Präparat nicht einnehmen, da es infolge der Unsauberkeit unserer Ausgangsmaterialien leicht andere, eventuell schädliche Stoffe enthalten kann!

Wir erinnern nun an die einleitenden Ausführungen. Der wirksame Bestandteil unseres Medikamentes ist das einfache Methanal. Dieses ist aber infolge seines unangenehmen Geruches und Geschmackes nicht zur Einnahme geeignet. Das Hexamethylentetramin ist zwar geruchlos und schmeckt süßlich-bitter, es eignet sich aber gleichzeitig nicht zur Desinfektion der Harnorgane, da es bereits mit verdünnten Säuren das Alkanal abspaltet (davon wollen wir uns durch einen Versuch überzeugen!). Eingenommenes Hexamethylentetramin würde daher bereits durch die Magensalzsäure gespalten, das gebildete Methanal würde sich dann an Eiweißstoffe des Mageninhaltes anlagern und somit vorzeitig unwirksam. Deshalb bringt man diesen Stoff durch Verbindung mit der Anhydromethylenzitronensäure in eine unlösliche Form, die erst in den Harnorganen zerlegt wird. Hexamethylentetramin selbst sowie andere wasserlösliche Abkömmlinge werden dagegen sehr häufig zur äußerlichen Desinfektion und zur Bekämpfung übermäßiger Schweißabsonderung angewendet.

Rund um die Salizylsäure

Jeder von uns hat schon einmal Fieber gehabt. Steigt die Temperatur zu hoch, so verordnet uns der Arzt häufig Acesal-Tabletten. Bereits kurze Zeit nach dem Einnehmen einer solchen Tablette, die leicht süßlich schmeckt und zusammenziehend wirkt, sinkt die Körpertemperatur beträchtlich ab, wobei als Begleiterscheinung starke Schweißausbrüche auftreten. Betrachten wir das Tablettenröhrchen, so finden wir unter dem Fabriknamen des Medikaments seine genaue chemische Bezeichnung: Azetylsalizylsäure. Acesal ist eines der wichtigsten Medikamente, die im VEB Chemisch-Pharmazeutisches Werk Oranienburg erzeugt werden. Schon unseren Eltern und Großeltern hat die Azetylsalizylsäure geholfen. Unter dem damaligen Fabriknamen „Aspirin" erlangte sie beinahe sprichwörtliche Bedeutung. Sie gehört zu den ältesten synthetisch erzeugten Arzneimitteln und nimmt auch heute noch hinsichtlich der Produktionsmenge die erste Stelle ein. Ihrer chemischen Natur nach ist sie ein Abkömmling der Salizylsäure, mit der wir uns zunächst beschäftigen wollen.

Die chemische Natur der Salizylsäure geht aus ihrer Strukturformel hervor.



Am Benzolring sind in benachbarter Stellung eine OH-Gruppe wie beim Phenol und eine COOH-Gruppe wie bei der Benzoesäure angeordnet. In der Natur ist die Salizylsäure weit verbreitet. Ihre Abkömmlinge finden sich meist an Traubenzucker gebunden, vor allem in den Blättern der Weiden, nach deren lateinischem Gattungsnamen „Salix" der Name Salizylsäure geprägt worden ist, sowie in verschiedenen ätherischen Ölen ausländischer Pflanzen.

Früher wurde Salizylsäure aus Weidenextrakten oder aus dem amerikanischen Wintergrünöl hergestellt. Aber schon 1873 entdeckte der deutsche Chemiker Hermann Kolbe einen Weg zu ihrer synthetischen Gewinnung, der auch heute noch im großtechnischen Maßstab angewendet wird. Dabei wird Phenol unter Mitwirkung von Natrium mit Kohlensäure umgesetzt. Zunächst wurde Salizylsäure im Kilogrammmaßstab nach diesem Verfahren fabriziert. Doch bald erkannte man die Brauchbarkeit der Säure als Konservierungsmittel sowie die therapeutische Wirkung der Salizylsäure und einiger ihrer Abkömmlinge bei

Fieber und Rheumatismus. Damit stieg die Nachfrage sprunghaft. Schon 1878 wurden 25 000 kg erzeugt, und es dürfte damals kaum eine größere Apotheke in der Welt gegeben haben, die nicht deutsche Salizylsäure vorrätig hielt. Sie war somit der Stammvater der ersten synthetischen Arzneimittel, und mit der Produktion von Salizylsäure begann überhaupt erst die Entwicklung der pharmazeutischen Industrie. Daß die Salizylsäure noch immer eine hervorragende Stellung innehat, sagen uns die Planzahlen des Chemieprogramms: In den Leuna-Werken „Walter Ulbricht" wurde eine neue Anlage mit einer Produktionskapazität von nicht weniger als 1000 t Salizylsäure jährlich errichtet.

Wir experimentieren mit Salizylsäure

Für die folgenden Versuche verwenden wir käufliche Salizylsäure, ein kristallinisches Pulver, das in kaltem Wasser schwer löslich, in heißem Wasser sowie in Alkohol und Azeton leicht löslich ist. Bei vorsichtigem Erhitzen im Reagenzglas sublimiert sie, während sie bei schnellem Erhitzen in Phenol und Kohlendioxid gespalten wird.

Salizylsäure und viele ihre Abkömmlinge zeigen mit dreiwertigen Eisensalzen eine intensive Violettfärbung. Wir lösen wenig Salizylsäure in Wasser und geben einige Tropfen stark verdünnter Eisen(III)-chloridlösung hinzu. Die Färbung ist beim Stehen und beim Erwärmen der Lösung beständig. Allerdings geben auch andere organische Verbindungen ähnliche Reaktionen mit Eisenchlorid. Wir lösen nun einen Tropfen beziehungsweise ein Kriställchen Phenol (Vorsicht, Gift!) in Wasser und versetzen mit Eisenchlorid, wobei sich wiederum eine violette Färbung zeigt. In zwei weiteren Reagenzglasversuchen lösen wir Phenol beziehungsweise Salizylsäure jedoch in Alkohol. Jetzt liefert nur noch die Salizylsäure mit Eisenchlorid eine Färbung.

Wir wägen 0,5 g Salizylsäure ab und lösen sie in einem Becherglas unter leichtem Erwärmen in 250 ml Wasser. Jetzt entnehmen wir 1 ml mit der Pipette und verdünnen im Reagenzglas mit 9 ml Wasser. Aus diesem Reagenzglas entnehmen wir wieder 1 ml und verdünnen in einem vierten Reagenzglas wiederum auf $^1/_{10}$. In einem dritten und einem vierten Reagenzglas wird erneut auf die gleiche Weise verdünnt. Jetzt fügen wir zu jedem der 4 Gläser unter leichtem Erwärmen einige Tropfen Eisenchloridlösung hinzu und beobachten, bis zu welcher Verdünnung die violette Färbung noch erkennbar ist.

Salizylsäure liefert noch einige andere Reaktionen, die zu ihrem Nachweis dienen können und die uns zugleich ihr chemisches Verhalten veranschaulichen.

In ein Reagenzglas geben wir 3 ml konzentrierte Schwefelsäure und fügen vorsichtig 3 Tropfen Methanallösung (Formalin) hinzu. Diese Lösung wird als „Koberts Reagens" bezeichnet. Wenn wir eine winzige Menge Salizylsäure auf ein Uhrglas bringen, 2 Tropfen Schwefelsäure hinzugeben und nach einigen Minuten mit einem Tropfen des Reagens versetzen, so zeigt sich nach einigen Minuten eine rosa Färbung (eventuell leicht erwärmen).

Zu einer kleinen Menge der früher hergestellten Salizylsäurelösung geben wir einige Tropfen verdünnte Kupfersulfatlösung und erhitzen. Wir beobachten eine lebhafte smaragdgrüne Färbung.

In ein Probierglas geben wir eine Messerspitze Kaliumpyrochromat und einige ml verdünnte Schwefelsäure (etwa 10%ig). Nach Zugabe einer Messerspitze Salizylsäure erwärmen wir mäßig über der Bunsenflamme. Bei vorsichtigem Riechen erkennen wir an dem stechenden Geruch, daß sich Methansäure gebildet hat.

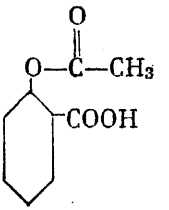
Salizylsäure wird von Oxydationsmitteln sehr leicht angegriffen. Durch die verdünnte Chromsäurelösung wird sie in Methansäure und Kohlensäure verwandelt. Noch energischer wirkt Kaliumpermanganat, das die Salizylsäure fast quantitativ zu Kohlensäure oxydiert (nasse Verbrennung).

Ähnlich wie die Fettsäuren vermag auch Salizylsäure mit Alkoholen unter Wasserabspaltung Ester zu bilden. Diese finden sich zum Teil in der Natur, und einige werden in der Parfümindustrie als angenehm duftende Riechstoffe verwendet. In einem Probierglas erwärmen wir 1 g Salizylsäure mit 1,5 ml Methanol (Vorsicht! Gift!) und einigen Tropfen konzentrierter Schwefelsäure. Schon nach kurzer Zeit bemerken wir den angenehmen Geruch des Methylsalizylates. Dieser Methylester der Salizylsäure ist ein Bestandteil des schon erwähnten Wintergrünöles. Früher wurde er daraus abgetrennt, heute stellt man ihn fast ausschließlich synthetisch her. Er ist ein wichtiger Riechstoff und wird in der Medizin — mit Olivenöl gemischt — als Einreibemittel gegen Rheuma verwendet.

Auch mit Phenol bildet die Salizylsäure einen Ester, der unter dem Namen Salol in der pharmazeutischen Industrie viel benutzt wird, zum Beispiel gegen Gelenkrheumatismus, bei Neuralgie und als mildes Desinfektionsmittel. Er bildet sich schon bei raschem Erhitzen von Salizylsäure in unreiner Form und wird in der Technik durch Zusammenschmelzen von Salizylsäure, Phenol und einem wasserentziehenden Mittel hergestellt.

Auch der eingangs erwähnte Hauptbestandteil unserer Fieber- und Zahnschmerztabletten, die Azetylsalizylsäure, ist eine Art Ester, doch wirkt hier die Salizylsäure vermöge ihrer OH-Gruppe als Alkohol, der

mit der Essigsäure verbunden ist. Da die Herstellung für uns schwierig ist, wollen wir nur einige einfache Reaktionen ausführen.



Wir lösen eine Tablette Acesal unter leichtem Erwärmen und Rühren in 200 ml Wasser. Mit Indikatorpapier prüfen wir die Reaktion. Da die Salizylsäuregruppe noch erhalten ist, reagiert die Lösung sauer. Wir untersuchen, ob mit Eisenchlorid oder Kupfersulfat die oben beschriebenen Reaktionen der Salizylsäure auftreten. Ein Stückchen einer Tablette zeigt mit Koberts Reagens die gleiche Reaktion wie Salizylsäure. Auch Salol liefert die gleiche Reaktion. Wir können nun unsere Hausapotheke inspizieren und wollen die verschiedensten Fieber-, Kopf- und Zahnschmerz- sowie Rheumamittel auf Salizylsäure oder ihre Ester untersuchen. Sicher finden wir mehrfach eine positive Reaktion, und das zeigt uns wiederum, welche hervorragende Rolle die Salizylsäure noch immer in der pharmazeutischen Industrie spielt.

Salizylsäure sowie Benzoesäure beeinträchtigen schon in geringer Konzentration das Wachstum von Hefe- und Schimmelpilzen sowie mancher Bakterien. Infolgedessen werden diese beiden Stoffe in größtem Umfang zur chemischen Konservierung von Lebensmitteln verwendet. Günstig sind die geringe Schädlichkeit und der schwache Eigengeschmack dieser beiden Stoffe. Im allgemeinen reicht ein Zusatz von 0,1 % einer der Säuren, um die alkoholische Gärung oder das Wachstum von Schimmelpilzen zu verhindern. Wir können uns davon sehr leicht überzeugen, indem wir etwas Brot, einige Früchte oder andere Nahrungsmittel auf ein Uhrglas legen und mit einer stark verdünnten Salizylsäurelösung befeuchten. Zur Kontrolle empfiehlt es sich, einige der Proben nur mit Wasser zu befeuchten. Wenn die Proben warm und feucht gehalten werden, so beobachten wir schon nach wenigen Tagen ein reges Wachstum von Schimmelpilzen, während die mit Salizylsäure behandelten Speisen keinerlei Befall aufweisen. Weniger empfiehlt es sich dagegen, den gärenden Fruchtmost des Vaters mit Salizylsäure zu versetzen, denn die Weingärung wird gleichfalls unterbunden. Das wird ausgenutzt, um Most, Fruchtsäfte und dergleichen vor dem Gären zu bewahren.

Von Duftstoffen, Kosmetika und Waschmitteln

„Und sie machte halt bei einem Händler von Parfümerien, und sie nahm von ihm zehn verschiedene Wässer: Rosenwasser mit Moschus versetzt, Orangenblütenwasser, Wasserlilien-, Weidenblüten- und Veilchenwasser und noch fünf andere Arten. Und sie kaufte auch Zuckerlaibe, eine Flasche zum Zerstäuben, ein Stück Weihrauch, Aloeholz, graue Ambra und Moschus und Kerzen aus Wachs von Alexandria, und das Ganze legte sie in den Korb und sagte: ‚Nimm deinen Korb und folge mir' . . ."

Soviel aus der Geschichte des Lastträgers und der drei Damen aus Bagdad, einem der schönsten Märchen aus Tausendundeiner Nacht. Wunderbare Blütenwasser, balsamisch duftende Räucherstoffe, Edelsteine und erlesene Speisen waren einst im Orient der Inbegriff des Reichtums. Schon vor vielen Jahrhunderten kannten die Araber mannigfache Verfahren zur Gewinnung von Duftstoffen aus Pflanzenteilen und tierischen Absonderungen. In den Parfümerieläden der Basare wurden dem zahlungskräftigen Käufer erlesene Duftstoffe in reichhaltigster Auswahl angeboten. Es heißt sogar, daß die Händler jedem ihrer Stammkunden eine individuelle, zu ihm passende Parfümmischung bereiteten.

In Europa verbreitete sich die Anwendung des Parfüms erst in der Renaissance. Von den Hofdamen Ludwigs des XIV. wird berichtet, daß sie Parfüm im Übermaß gebrauchten, um den Körpergeruch zu überdecken. Waschen und Körperhygiene waren den Höflingen nämlich unbekannte Begriffe.

Auch wir erfreuen uns gern an Düften. Parfüme und Kosmetika sind begehrter denn je. Die Geschmacksrichtung aber hat sich gewandelt, betäubende Wohlgerüche des Orients und die aufdringlichen Parfüme

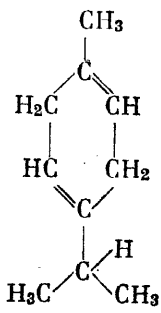
der Renaissance sind zarten Phantasietönungen gewichen. Und noch etwas hat sich geändert. Die herrlichsten Duftkompositionen sind heute für alle unsere Frauen erschwinglich. Mußten früher riesige Felder mit Rosen bebaut, ihre Blüten gepflückt und verarbeitet werden, um nur einige Kilo Rosenöl zu erhalten, so liefern uns heute chemische Spezialbetriebe die herrlichsten Duftstoffe ungleich billiger, in viel größeren Mengen und teilweise mit ganz neuartigen Geruchsnoten.
Wie die Duftstoffe wurden auch Waschmittel erst dank der Chemie allen zugänglich. Noch im alten Rom galt verfaulter Urin als verbreitetstes Waschmittel. Jahrhundertelang war Toilettenseife ein Luxusartikel. Die meisten mußten sich mit der aus Fett von Tierkadavern und Hanföl gewonnenen grünen Schmierseife begnügen. Schnellwaschmittel, Kosmetikseifen, Fleckentferner und viele andere Dinge, die aus unserem Haushalt gar nicht mehr wegzudenken sind, wurden schließlich überhaupt erst in den Laboratorien des wissenschaftlich arbeitenden Chemikers entwickelt. Sie erleichtern die Hausarbeit in ungeahntem Maße. Ständig suchen die Chemiker nach leistungsfähigeren Waschmitteln. Eins ihrer jüngsten Erzeugnisse tauften sie „Wok", „Waschen ohne Kraft", und drückten damit den gewaltigen Fortschritt aus gegenüber den Zeiten des Waschbrettes, auf dem unsere Großmütter unter Aufbietung aller Kräfte so lange rumpelten, bis die Wäsche zwar sauber, doch leider auch dem Verschleiß näher gebracht war.

Die duftende Retorte

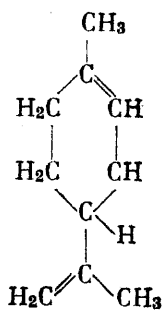
In den vorhergegangenen Abschnitten mußten wir uns in experimenteller Hinsicht etwas beschränken. Viele der modernen Farbstoffe und Arzneimittel lassen sich mit unseren einfachen Hilfsmitteln nicht aufbauen. Auch mußten wir uns bei den Arzneimitteln mit harmlosen, ungefährlichen Hausmitteln begnügen. Dafür wollen wir nun alle unsere Hilfsmittel einsetzen und eine ganze Skala verschiedener Duftstoffe aus unseren Gläsern, Kolben und Retorten hervorzaubern. Beginnen wir zunächst mit natürlichen Duftstoffen, die wir aus Pflanzenteilen gewinnen.

Die Duftstoffe der Pflanzen sind meistens in Form kleiner Tröpfchen in besonderen Zellen eingelagert. Duftstoffe finden sich nicht nur in Blüten, sondern auch in Blättern, Fruchtschalen, ja sogar im Holz mancher Pflanzen. Der Gehalt an ätherischen Ölen liegt bei den Pflanzenteilen, die zu ihrer Gewinnung herangezogen werden, zwischen

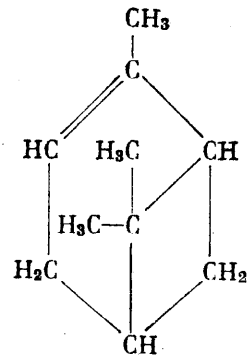
Bruchteilen eines Promille und 10 %. Der Name Öl ist irreführend. Die ätherischen Öle haben mit den echten fetten Ölen nichts gemeinsam. Sie bestehen aus mehr oder weniger komplizierten Gemischen duftender organischer Verbindungen verschiedenster Typen. Besonders häufig sind Ester, Aldehyde und Alkohole der gesättigten und ungesättigten aliphatischen und aromatischen Reihen vertreten. Sehr wichtige Bestandteile sind schließlich die Terpene und ihre Abkömmlinge. Von einigen Vertretern dieser Klasse wollen wir die Formeln anführen.



γ-Terpen



δ-Limonen



α-Pinen

Terpen ist ein zyklischer Kohlenwasserstoff und kommt in geringen Mengen in vielen Ölen vor. Limonen ist der charakteristische Bestandteil des Zitronenöls. Pinen ist Hauptbestandteil des Terpentinöls und Ausgangsprodukt künstlicher Duftstoffe.

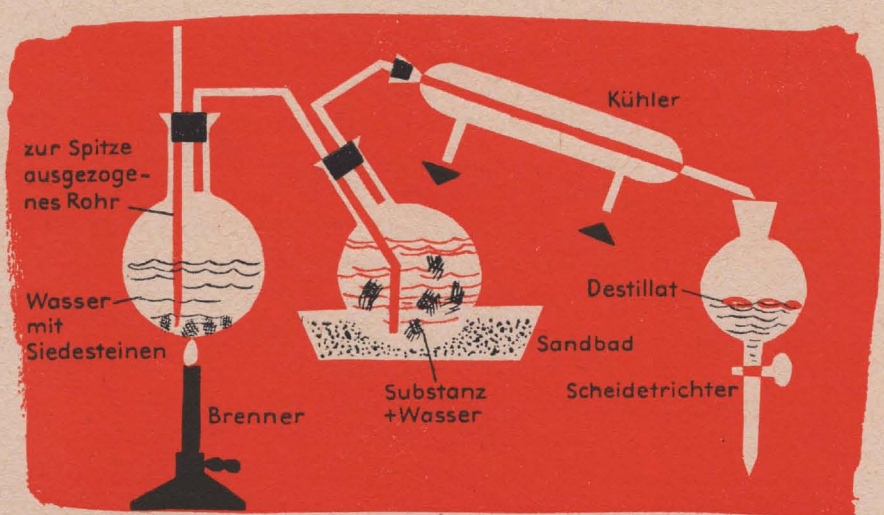
Die ätherischen Öle sind in Wasser meist nur sehr schwer löslich, dagegen leichter in starkem Alkohol, der deshalb in größtem Umfang als Lösungsmittel in der Parfümerieindustrie verwendet wird.

Die Gewinnung ätherischer Öle kann zum Beispiel durch Extraktion der Pflanzenteile mit Alkohol oder anderen Lösungsmitteln erfolgen. Besonders wertvolle Blütenduftstoffe erhält man, wenn in einer geschlossenen Kammer auf Drahtsieben abwechselnd Fettschichten und Blütenteile untergebracht werden. Die Öle lösen sich bei diesem als „Enfleurage" bezeichneten Verfahren in dem Fett, das dann als Duftstoffkonzentrat den Parfümfabriken geliefert wird. Wir wollen das dritte, besonders wichtige Gewinnungsverfahren, die Wasserdampfdestillation, anwenden. Die ätherischen Öle sind allein erst bei hohen Temperaturen häufig unter Zersetzung flüchtig. Leitet man durch das Pflanzengut dagegen einen Strom von Wasserdampf, so werden sie mitgerissen und sammeln sich dann im Destillat als Tröpfchen, die infolge ihrer geringen Dichte auf dem Wasser schwimmen.

Wir gewinnen ätherische Öle

Ein Glaskolben von 0,5 l Inhalt wird mit einem doppelt durchbohrten Gummistopfen verschlossen. Durch die eine Bohrung stecken wir ein zur Spitze ausgezogenes Glasrohr, das fast bis auf den Boden des Kolbens reicht. Durch die andere Bohrung führen wir den kurzen Schenkel eines U-förmigen Glasrohres von wenigstens 5 mm lichter Weite. Den längeren Schenkel führen wir durch eine Bohrung des Stopfens so in einen zweiten Kolben, daß er gleichfalls fast bis auf den Boden reicht. Durch die zweite Bohrung dieses Kolbens stecken wir ein Glasrohr, das mit einer Kühlvorrichtung (Liebigkühler oder Umwicklung mit Bleirohr) versehen ist. Als Vorlage zum Auffangen des Destillats verwenden wir am besten einen Scheide- oder Tropftrichter.

Wir wollen zunächst Kümmelöl herstellen. Dazu besorgen wir uns 20 g Gewürzkümmel, den wir im Mörser unter Zusatz von Sand oder mit einer alten Kaffeemühle zerkleinern. Wir geben den Kümmel in den zweiten Kolben und setzen wenig Wasser hinzu, so daß die Masse nicht ganz bedeckt ist. Den ersten Kolben dagegen füllen wir etwa zu einem Drittel seines Inhalts mit Wasser, dem wir zum gleichmäßigen Sieden einige Tonscherben zufügen. Nun erhitzen wir mit dem Bunsenbrenner zunächst Kolben 1 bis zum Beginn des Siedens, erwärmen Kolben 2, bis der Inhalt siedet, und setzen den Brenner dann wieder unter Kolben 1, wobei wir mit möglichst großer Flamme erhitzen, damit ein lebhafter Dampfstrom nach Kolben 2 und von dort durch den Kühler zur Vorlage geht. Wer 2 Brenner hat, kann auch Kolben 2 leicht erwärmen. Auf diese Weise wird vermieden, daß während des Versuches zuviel



Wasser in diesem Kolben kondensiert wird. Gute Dienste leistet auch ein Sandbad, in das man den Kolben 2 hineinstellt. Es wird vor der eigentlichen Wasserdampfdestillation erhitzt und verhindert ein Auskühlen des Kolbens. Wir destillieren wenigstens eine Stunde lang. Während dieser Zeit sammeln sich in der Vorlage etwa 100 ml Wasser, auf dem das Kümmelöl in farblosen Tropfen schwimmt. Wir lassen den größten Teil des Wassers aus dem Scheidetrichter ab und erhalten zuletzt das reine Kümmelöl auf dem restlichen Wasser. Die Ausbeute beträgt rund 10 Tropfen Kümmelöl, eine Menge, die zur Bereitung mehrerer Flaschen Kümmellikör ausreicht! Seinen charakteristischen Geruch erhält das Kümmelöl durch das Carvon, das zu reichlich 50 % darin enthalten ist. Daneben enthält Kümmelöl auch Limonen, den Riechstoff der Zitronen. Kümmelöl wird in erster Linie zur Parfümierung von Seifen und Mundpflegemitteln benutzt. Auch manchen Parfümen mit Phantasienoten wird es in kleiner Menge zugesetzt.

In völlig analoger Weise können wir mit dem gleichen Apparat ätherische Öle aus anderen Pflanzenteilen abtrennen. Wir zerkleinern dazu jeweils die Pflanzenteile und unterwerfen sie ein bis zwei Stunden lang der Wasserdampfdestillation. Die Ausbeute wird freilich je nach dem Gehalt an ätherischem Öl unterschiedlich sein. Besonders empfehlen wir die Herstellung folgender ätherischer Öle:

Pfefferminzöl — Aus 50 g getrockneter Pfefferminze erhalten wir 5 bis 10 Tropfen Pfefferminzöl. Es enthält unter anderem Menthol, das ihm den charakteristischen Geruch verleiht. Pfefferminzöl wird in großem Umfang zur Bereitung von Kölnischwasser, Haarwässern und Mundpflegemitteln benutzt. Heute wird Menthol meist künstlich hergestellt.

Anisöl gewinnen wir aus zerkleinertem Anis. Es dient im Gemisch mit Pfefferminz- und Eukalyptusöl zur Bereitung von Mundwässern, Zahnpasten und gelegentlich auch Seifen.

Nelkenöl erhalten wir durch Wasserdampfdestillation von zerkleinerten Gewürznelken. Sein charakteristischer Bestandteil ist Eugenol, aus dem künstliches Vanillin hergestellt wird. Nelkenöl ist ein Zusatz vieler Parfüme und wird außerdem für Mundwässer und Seifen verwendet.

Lavendelöl — Zu seiner Bereitung zerkleinern wir 50 g getrocknete Lavendelblüten. Lavendelöl ist einer der wichtigsten Riechstoffe und wird außer für Lavendelwasser und Kölnischwasser bei der Bereitung von Parfümen, Seifen, Haarwässern, Puder, Cremes usw. benutzt.

Fichtennadelöl — Wir sammeln mindestens 100 bis 200 g Fichtennadeln sowie junge Zweigspitzen. Diese Bestandteile werden zerkleinert und, da sie noch feucht sind, ohne vorherigen Wasserzusatz mit Wasserdampf destilliert. Das ätherische Öl kommt gewöhnlich nur in Mengen von einigen Promille in den Nadeln vor. Außer für Zimmer-

parfüme erfreut es sich großer Beliebtheit als Geruchsträger für Badesalze.

Wir wollen es dem Leser überlassen, noch weitere Pflanzendüfte zu gewinnen. Wir können dazu beispielsweise Fenchel, Zimtrinde, Kamillenblüten, aber auch duftende Blütenteile unserer Gartenblumen mit Wasserdampf destillieren. Die gewonnenen Produkte heben wir in verschlossenen Reagenzgläsern auf, da wir sie später als Geruchsträger für Kosmetika benötigen. Leider müssen wir auf die Herstellung der in feinen Parfümen enthaltenen Duftstoffe, wie Bergamottöl, Jasminblütenöl und Neroliöl, verzichten, da uns die erforderlichen Ausgangsstoffe nicht zur Verfügung stehen. Ein sehr feines Blütenöl liefern aber auch Maiglöckchen. Wer also eine größere Menge von Maiglöckchenblüten beschaffen kann, sollte dieses ätherische Öl abtrennen.

Allerlei duftende Ester

Viele bekannte Duftstoffe gehören zu den Estern. Sie sind in der Natur weit verbreitet und entwickeln die verschiedensten Geruchsnoten, angefangen vom Duft tropischer Orchideen bis zum charakteristischen Aroma unserer heimischen Früchte. Beginnen wir gleich damit, eine Anzahl solcher duftender Ester künstlich herzustellen.

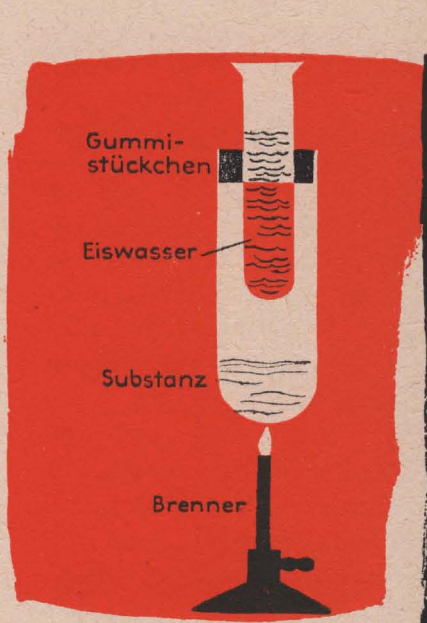
Ester entstehen durch Vereinigung eines Alkohols mit einer Karbonsäure. Dabei wird Wasser abgespalten.

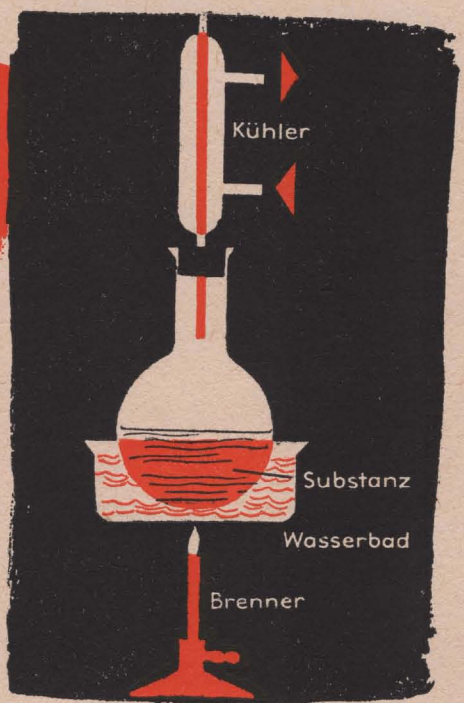
$$R{-}OH + HOOC{-}R' \rightleftharpoons R{-}OOC{-}R' + H_2O$$

Die Reaktion verläuft nur in Gegenwart wasserentziehender Mittel und geeigneter Katalysatoren genügend rasch. Man kocht daher ein Gemisch des Alkohols und der Karbonsäure längere Zeit unter Zusatz von Schwefelsäure, die sowohl wasserentziehend wirkt als auch die Reaktion katalytisch beschleunigt. Häufig sättigt man das Gemisch außerdem mit Chlorwasserstoff. Wir können das einfacher erreichen, indem wir etwas Kochsalz hinzusetzen. Die Schwefelsäure befreit ja daraus Chlorwasserstoff. Auch mit konzentrierter Salzsäure sowie mit wasserfreiem Zinkchlorid bilden sich Ester, allerdings in weniger guter Ausbeute. Wir verwenden diese Mittel dann, wenn die organischen Ausgangsstoffe durch die konzentrierte Schwefelsäure zersetzt werden, was sich durch Dunkelfärbung des Gemisches und unangenehm beißende Gerüche verrät.

Wir stellen Ester her

Um Ester in kleinen Mengen herzustellen, benutzen wir die untenstehende einfache Anordnung. In ein weites Reagenzglas wird ein engeres Reagenzgläschen so weit hineingesteckt, daß vom weiteren Reagenzglas nur das untere Drittel frei ist. Wir befestigen das engere Röhrchen dazu am einfachsten, indem wir es mit einigen Gummistückchen (aus Gummischlauch oder Stopfen herausgeschnitten) am weiteren Rohr festklemmen. Es ist unbedingt zu beachten, daß rings um das enge Rohr herum wenigstens 1,5 bis 2 mm freier Raum bleiben, damit beim Erhitzen kein Überdruck entsteht. Wir geben nun in das weite Rohr etwa 0,5 bis 1 ml Alkohol und etwa gleich viel Karbonsäure, setzen unter sehr guter Kühlung (in Eiswasser oder kaltes Leitungswasser tauchen) 5 bis 10 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure und eventuell einige Körnchen Kochsalz hinzu. Dann befestigen wir das engere Probierglas, das wir vorher mit kaltem Wasser, noch besser unter Zusatz von Eisstückchen, gefüllt haben, und klemmen diese Anordnung in ein Stativ oder einen Reagenzglashalter. Wir neigen die Öffnung der Gläser — wie immer! — von uns weg, da bei unvorsichtigem Erwärmen das säurehaltige Gemisch verspritzen kann. Nun erhitzen wir mit der kleinsten Flamme





des Bunsenbrenners etwa 15 Minuten lang zum Sieden (Siedesteinchen zusetzen!). Je länger das Erwärmen fortgesetzt wird, um so besser ist die Ausbeute. Das innere, wassergefüllte Reagenzglas wirkt dabei als Rückflußkühler. Wenn sein Inhalt zu heiß wird, müssen wir den Vorgang unterbrechen, nach Abkühlen neues Kühlmittel hineinfüllen und erneut erhitzen. Schon während des Versuches verspüren wir häufig den angenehmen Duft der gebildeten Ester, der allerdings vom beißenden Geruch der Salzsäure überlagert ist (daher nie direkt an der Öffnung riechen!). Nach Abkühlen neutralisiert man das Reaktionsgemisch mit verdünnter Sodalösung. Wir können nun den Duft der reinen Ester bemerken und beobachten auch vielfach die kleinen, öligen Estertröpfchen, die auf der wäßrigen Lösung schwimmen, während die nicht umgesetzten Ausgangsprodukte meistens gelöst sind oder einen festen Bodensatz bilden. Auf diese Weise stellen wir uns folgende Ester her:
Äthylmethanat aus Äthanol und Methansäure. Der Ester riecht rumartig und wird für künstliche Rumaromen verwendet.
Butyl- und Isobutyläthanat entstehen aus Butanol beziehungsweise Isobutanol und Äthansäure. Sie riechen stark fruchtig und sind Bestandteil von Lavendel-, Hyazinthen- und Rosenkompositionen.
Pentyl- und Isopentyläthanat bilden sich entsprechend aus Pentanol (Amylalkohol) beziehungsweise Isopentanol (Isoamylalkohol) und Äthansäure. Verdünnt duften sie nach Birnen und Obst. Sie dienen als Zusätze in Phantasieparfümen sowie als Lösungsmittel für Nagellacke.
Methylbutanat, der Methylester der Butansäure, erinnert im Geruch an Reinetten.
Äthylbutanat erhalten wir aus Butansäure und Äthanol. Es riecht charakteristisch nach Ananas (Ananasaroma).
Pentyl- und Isopentylbutanat bilden sich aus Pentanol oder Isopentanol (Gift!) und Butansäure. Sie riechen nach Birnen.

Auch unter den Estern aromatischer Säuren finden sich schöne Duftstoffe. Im Gegensatz zum Fruchtaroma der aliphatischen Ester überwiegen bei ihnen balsamisch-animalische oder exotische Blütenduftnoten. Einige dieser wichtigen Riechstoffe wollen wir herstellen:
Methyl- und Äthylbenzoat erhalten wir aus Methanol beziehungsweise Äthanol und Benzoesäure. Wir verfahren nach der gleichen Vorschrift wie oben und verwenden Alkohol und etwa 1 g der festen Benzoesäure. Die Ester riechen balsamisch und sind Bestandteile von Kompositionen der Duftrichtungen Heu, Juchten, Nelke, Ylang und Tuberose.

Pentyl- und Isopentylbenzoat duften nach Klee und Ambra, jener eigenartigen Darmausscheidung der Wale. Dementsprechend sind sie vor allem in Parfümen mit orientalischer Note enthalten. Um sie herzustellen, verestern wir Pentanol oder Isopentanol (Gift!) mit Benzoe-

säure unter Zusatz von konzentrierter Salzsäure, da Schwefelsäure leicht zur Zersetzung führt.

Äthylsalizylat erinnert im Geruch an das Wintergrünöl, das wir schon früher kennengelernt haben. Es duftet jedoch weniger aufdringlich und wird für Cassie- und Chypre-Parfüme verwendet. Wir gewinnen es aus Alkohol und Salizylsäure, die wir mit Kochsalz und Schwefelsäure erhitzen.

Pentyl- und Isopentylsalizylat riechen stark und anhaftend nach Orchideen und werden vielseitig für die Duftnoten Klee, Orchidee, Chypre, Kamelie, Nelke und Phantasierichtungen, besonders für Seifen, herangezogen. Wir verestern wiederum mit Salzsäure.

Benzylmethanat, Benzyläthanat und Benzylbutanat sind Ester des aromatischen Benzylalkohols mit Methansäure, Äthansäure und Butansäure. Da Benzylalkohol käuflich schwer zu erhalten ist, stellen wir ihn selbst aus Benzaldehyd (käufliches Bittermandelaroma) her. Wir erwärmen dazu 10 g Benzaldehyd mit konzentrierter Kalilauge (Vorsicht, stark ätzend!) eine halbe Stunde lang unter ständigem Rühren auf dem Wasserbad. Dabei bilden sich Benzylalkohol und das Kaliumsalz der Benzoesäure.

$$\underset{\text{Benzaldehyd}}{2\ C_6H_5{-}CHO} \xrightarrow{KOH} \underset{\text{Benzoesäure}}{C_6H_5{-}COOK} + \underset{\text{Benzylalkohol}}{C_6H_5{-}CH_2{-}OH}$$

Nach dem Abkühlen verdünnen wir mit 30 ml Wasser. Das Kaliumbenzoat löst sich auf, während der Benzylalkohol als ölige Flüssigkeit auf der Lösung schwimmt. Wir trennen ihn mit dem Scheidetrichter ab und erhitzen ihn in unserem kleinen Apparat zusammen mit einer der angeführten Säuren unter Zusatz von Schwefelsäure und Kochsalz. Die Ester riechen durchdringend fruchtig-süß nach Jasmin und werden für viele Parfüme verwendet.

Präparative Gewinnung eines Esters

Wir wollen nun einen Ester einigermaßen rein in etwas größerer Menge herstellen und wählen dazu das Methylsalizylat, den Geruchsstoff des Wintergrünöls, das uns ja schon bekannt ist. Wir brauchen dazu einen kleinen Rundkolben (50 bis 100 ml Inhalt), einen Kühler oder eine selbstgebastelte Kühlvorrichtung, einen Scheidetrichter als Vorlage, ein Stück gebogenes Glasrohr, Brenner und Stativ mit Zubehör sowie ein Wasserbad. Diese Anordnung wird in der Abbildung auf Seite 260 dargestellt.

In den Rundkolben füllen wir 10 g Salizylsäure und 15 ml Methanol

(Vorsicht! Gift!). Wir kühlen mit kaltem Wasser und fügen vorsichtig in kleinen Portionen 5 ml konzentrierte Schwefelsäure hinzu. Wir verschließen den Kolben mit einem Gummistopfen, in den wir vorher das Ende des Kühlers gesteckt haben. Nun wird der Kolbeninhalt unter Rückflußkühlung 2 Stunden lang auf dem siedenden Wasserbad erhitzt. Danach lassen wir abkühlen und schütten das Reaktionsgemisch in eine Schale, die etwa 100 ml kaltes, am besten mit Eisstückchen vermischtes Wasser enthält. Wir rühren um, gießen das Gemisch in den Scheidetrichter und schütteln einige Male kräftig durch. Das Methylsalizylat setzt sich ab und kann abgetrennt werden. Das so gewonnene Produkt, etwa 5 bis 10 g, ist allerdings noch ziemlich unrein. Man kann es durch fraktionierte Destillation reinigen.

In der hier beschriebenen Weise lassen sich selbstverständlich auch andere Ester in etwas größerer Menge herstellen. Das ist jedoch für uns unnötig, denn der Geruch ist besonders angenehm, wenn die Riechstoffe stark verdünnt sind. In konzentrierter Form dagegen riechen sie häufig unangenehm beißend.

Wir können das feststellen, indem wir die Reagenzgläser, in denen wir die Ester hergestellt haben, mehrere Male mit Wasser ausspülen. Sie duften dann immer noch und sogar besonders angenehm. Im übrigen warnen wir ausdrücklich davor, die selbst hergestellten Riechstoffe für Parfüme oder gar als Fruchtessenzen zu verwenden! Einmal erreichen sie bei weitem nicht die Qualität der käuflichen Produkte, die meist komplizierte Mischungen darstellen, und zum anderen sind unsere Erzeugnisse meist stark verunreinigt.

Duftende Alkanale — aus Seife

Unter den modernen synthetischen Riechstoffen nehmen die höheren Alkanale und Alkanole mit 7 bis 20 Kohlenstoffatomen eine hervorragende Stellung ein. Ihre eigenartig frischen, häufig etwas wachsartigen Gerüche ermöglichten die Entwicklung zahlreicher neuer Phantasienoten mit sehr interessanten Effekten. Weltmarken wie die in Frankreich hergestellten Parfüme „Soir de Paris" oder „Chanel Nr. 5" verdanken ihr Aroma diesen Stoffen. Auch in der DDR werden ähnliche Erzeugnisse produziert.

Die höheren Alkanale und Alkanole — als wichtige Zwischenstufen — werden aus Fettsäuren synthetisch durch Einwirkung von Wasserstoff bei hohem Druck gewonnen. Alkanale entstehen aber auch in unreiner Form, wenn fettsaure Salze zusammen mit einem Salz der Methan-

säure trocken destilliert werden. Wir haben nach diesem Verfahren Azeton aus Graukalk gewonnen.

Wir erhitzen einige Gramm feingeschnittene Kernseife, am besten Seifenflocken, zusammen mit etwa der gleichen Menge Natriummethanat in einem großen Reagenzglas oder einem Kölbchen. Die entweichenden Dämpfe leiten wir durch eine Kühlvorrichtung und fangen sie in einer Vorlage auf. Wenn wir vorsichtig erhitzen, erhalten wir ein helles, trübes Destillat, das angenehm frisch und etwas nach Wachs duftet. Darin sind neben Wasser unter anderem einige höhere Alkanale enthalten. Bei zu starkem Erhitzen bilden sich dagegen mannigfache unangenehm riechende Zersetzungsprodukte.

Fruchtessenz und Baldriansäure aus Isopentanol

Wir kühlen ein Reagenzglas, in das wir 3 ml Isopentanol (Vorsicht, Gift!) geben, sorgfältig mit Eiswasser oder wenigstens sehr kaltem Wasser. Wir stellen es dazu in ein nicht zu kleines Becherglas mit der Kühlflüssigkeit. Nun fügen wir vorsichtig in kleinen Portionen 5 ml konzentrierte Schwefelsäure hinzu. Das Gemisch färbt sich dabei rötlich. Sollte es schwarz werden, ist die Mischung ungeeignet.

Inzwischen haben wir die bei der Herstellung des Methylsalizylats benutzte Anordnung wieder aufgebaut. In den Kolben geben wir eine Lösung von 10 bis 12 g Kaliumpyrochromat in 15 ml Wasser. Wir lassen nun vorsichtig und in kleinen Portionen (Abstand halten!) das Gemisch aus dem Reagenzglas hinzufließen und beobachten dabei eine heftige Reaktion. Zugleich bemerken wir zuerst fruchtig-bananenartige und später intensiv fruchtige Gerüche. Nun erhitzen wir den Kolben auf dem siedenden Wasserbad etwa eine Stunde lang. Die Flüssigkeit hat sich danach dunkelgrün gefärbt, und nach dem Abkühlen und Öffnen nehmen wir einen tranigen Baldriangeruch wahr. Wenn wir etwa 25 ml Wasser hinzufügen und am absteigenden Kühler destillieren, erhalten wir ein Destillat, das aus mehreren Schichten besteht. Im Wasser gelöst, ist darin Isopentansäure oder Baldriansäure enthalten (saure Reaktion prüfen). Darüber befindet sich häufig noch eine leichtere, ölige Schicht von Isopentyl-isopentanat, dem Isoamylester der Baldriansäure.

Die Mischung von Kaliumpyrochromat und Schwefelsäure wirkt stark oxydierend. Dabei entstehen aus dem Alkohol zunächst der Aldehyd Isopentanal und später die Isopentansäure. Der Ester bildet sich durch eine sekundäre Reaktion der Säure mit dem noch nicht umgewandelten Isopentanol. Isopentansäure ist ein Hauptbestandteil des Baldrianöls,

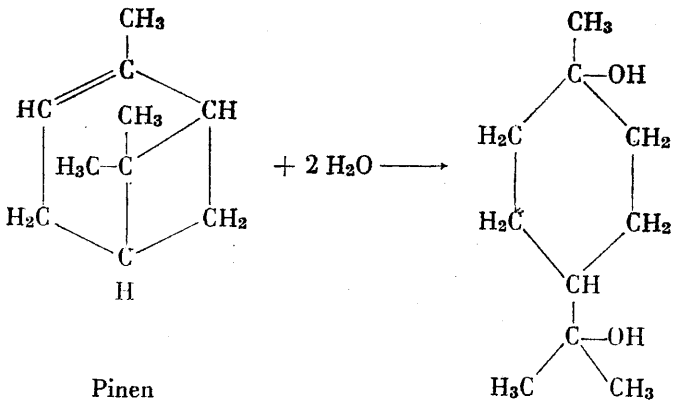
daher der Name Baldriansäure. Der Aldehyd und der Ester finden in der Parfümerie sowie für Fruchtessenzen Verwendung.

Fliederduft aus Terpentinöl

Wenn wir durch die Wälder wandern, so beobachten wir häufig an den Kiefernstämmen fischgrätenartige Einschnitte in die Rinde. Wir wissen, hier wird Harz gewonnen. Es fließt aus den Wunden und sammelt sich in kleinen, am Stamm befestigten Blumentöpfen. Das Harz ist ein wichtiger Rohstoff der chemischen Industrie. Durch Wasserdampfdestillation trennt man es in Terpentinöl und das zurückbleibende Kolophonium, das unter anderem zum Löten, als Zusatz bei der Papierfabrikation, für Schuhcreme, Dichtungsmittel und viele andere Zwecke benötigt wird. Terpentinöl hingegen ist ein sehr begehrtes Verdünnungsmittel für Firnis. Sein Hauptbestandteil ist das Pinen, das sich auch in vielen anderen ätherischen Ölen findet. Pinen ist gewiß kein besonders angenehm duftender Vertreter aus der Terpen-Familie. Den Künsten der Chemiker ist es jedoch gelungen, Pinen in herrliche Blütenduftstoffe umzuwandeln, die man sonst nur in kleiner Menge in den teuren Ölen seltener Blüten findet. Daneben wird aus Pinen in großem Umfang Kampfer hergestellt, der als Einreibemittel benutzt wird und — wie wir sahen — zur Herstellung von Zelluloid dient. Wir wollen einen der wichtigsten Duftstoffe, den nach Flieder riechenden Alkohol Terpineol, gewinnen.

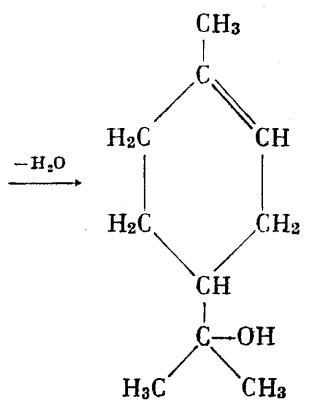
In ein Erlenmeyerkölbchen von 100 ml Inhalt geben wir 15 ml reines, echtes Terpentinöl und 30 ml auf die Hälfte mit Wasser verdünnte Salpetersäure. Wir verschließen den Kolben mit einem durchbohrten Gummistopfen, in den wir ein etwa 20 cm langes, offenes Glasrohr stecken. Außerdem setzen wir das Kölbchen in eine Schale mit kaltem Wasser und bauen die ganze Anordnung unter dem Abzug oder im Freien auf, da nitrose Gase entstehen können. Deshalb haben wir auch dafür gesorgt, daß der Kolben offen bleibt! Nun lassen wir die Mischung ein bis zwei Tage stehen, wobei wir so oft wie nur möglich kräftig umschütteln. Sobald bräunliche Gase auftreten und der Kolbeninhalt warm wird, ist das Schütteln zu unterbrechen und der Kolben durch Eintauchen in die Wasserschüssel zu kühlen. Der Kolbeninhalt besteht auch nach der Reaktion aus zwei Schichten, die jedoch beide eine rötlich-braune Farbe angenommen haben. Oben schwimmen als zähflüssige, schaumige Masse das Terpentinöl und das daraus unter Aufnahme von zwei Wassermolekülen entstandene „Terpinhydrat". Die darunter befindliche Salpetersäure hat nur einen geringen Pro-

zentsatz löslicher Umwandlungsprodukte aufgenommen. Wir neutralisieren die Flüssigkeit mit verdünnter Sodalösung und trennen den öligen Anteil ab, indem wir den Kolbeninhalt in eine Schale gießen und die obere Schicht mit einem Löffel vorsichtig abheben (statt dessen können wir auch die untere Schicht mit einer Pipette absaugen. Anwendung eines Scheidetrichters ist wegen der zähen Beschaffenheit nicht zu empfehlen). Nun erhitzen wir die zähflüssige Masse mit einem Überschuß an verdünnter, etwa 10%iger Schwefelsäure eine Stunde lang am Rückflußkühler. Wir benutzen die gleiche Anordnung wie bei der Herstellung des Methylsalizylats. Nach dem Abkühlen wird wiederum mit Sodalösung neutralisiert. Wir bemerken einen aufdringlichen Fliedergeruch, der allerdings vom Duft des nicht umgewandelten Terpentinöls sowie mannigfacher Verunreinigungen überlagert ist. Die gesamte Reaktion wird durch folgende Formel wiedergegeben:



Pinen

Terpinhydrat



Terpineol

Terpineol wird in der rohen technischen Form zur Parfümierung von Seifen verwendet, sorgfältig gereinigte Präparate sind unentbehrliche Bestandteile vieler Duftkompositionen.

Die Parfüme

Wir haben nun eine Anzahl recht verschiedenartiger Duftstoffe hergestellt und studiert. Trotzdem werden wir von unseren Erzeugnissen sicher enttäuscht sein, wenn wir zum Vergleich den Duft eines hochwertigen käuflichen Parfüms genießen. Es ist nämlich nicht eine Verbindung allein, die den wertvollen Erzeugnissen ihren Duft verleiht. Ein modernes Parfüm entsteht vielmehr durch Mischen verschiedener teils natürlicher, teils künstlicher Duftkompositionen, von denen wiederum jede eine ganze Anzahl verschiedener Bestandteile enthält.
So ist beispielsweise eine neuere Fliederkomposition folgendermaßen zusammengesetzt:

11,0 %	Terpineol	1,0 %	Ylang absolut
11,0 %	Phenyläthylalkohol	1,0 %	Bouvardia
11,5 %	Lilas 1094	1,0 %	Benzylazetat
6,5 %	Heliotropin	1,0 %	Amylzimtaldehyd
6,5 %	Hydroxycitronellal	0,3 %	Anisaldehyd
4,5 %	Zimtalkohol	0,2 %	Methylanthranilat
0,8 %	Cibet-Tinktur		

Mehrere solche Kompositionen vereint, ergeben aber erst das gesamte Parfüm. Lange Erfahrung und beinahe künstlerische Fähigkeiten sind nötig, um ein solches Duftgebilde zu entwickeln. Noch immer ist die französische Stadt Suresnes der anerkannte internationale Mittelpunkt, von dem die neuen Moderichtungen ihren Ausgang nehmen. In ständig zunehmendem Maße werden hochwertigste synthetische Riechstoffe aus der DDR sogar in dieses Zentrum der Parfümindustrie geliefert. Auch die bei uns entwickelten Fertigfabrikate stehen den französischen Weltmarken nicht nach und erfreuen sich im In- und Ausland großer Beliebtheit.
Nur zur Zeit unserer Großmütter waren reine oder gemischte Blumennoten wie Flieder, Rose, Narzisse sehr begehrt. Später bevorzugte man Orchideendüfte, und heute werden fast ausschließlich frisch-blumige Phantasieprodukte mit einem kleinen animalischen Unterton verlangt. Zur Herstellung eines solchen Parfüms legt man zuerst den sogenannten „Kopfgeruch" fest, meist natürliche oder synthetische Citrus- oder

Bergamottöle. Nun verleiht man durch Zusatz höherer Aldehyde eine spritzige Note, ferner darf ein frischgrüner Geruch sowie als Übergang ein Blumenduft nicht fehlen. Die animalische Note wird von künstlichen ambra- oder moschusartigen Produkten hergestellt. Sie dienen zugleich als „Fixateure", die dafür sorgen, daß sich die leicht flüchtigen Essenzen nicht zu rasch verziehen, sondern länger auf der Haut oder auf dem Tanzkleid haftenbleiben.
Zum Schluß wollen wir uns nun noch ein „Modeparfüm" selbst herstellen.

Wir mischen Parfüm

Für den Kopfgeruch benötigen wir zunächst Citrusöl, das wir uns aus Zitronen- oder Apfelsinenschalen herstellen. Diese Schalen sind reich an ätherischen Ölen, so daß die Abtrennung bereits durch mechanisches Aufreißen der Ölzellen und Auffangen der freien Öltröpfchen gelingt. Wir zerreiben dazu die Oberfläche der Schalen auf einem Reibeisen und pressen die zerriebenen Teilchen in einem festen, zusammengedrehten Leinentuch tüchtig aus. Durch das Tuch tritt eine trübe Flüssigkeit hindurch, die aus Wasser und Öltröpfchen besteht. Wir vermengen ungefähr 2 ml dieser Flüssigkeit mit 1 ml unseres „Seifendestillats", das ja höhere Fettaldehyde enthielt und spritzig-wachsartig duftet. Nun benötigen wir noch die Blumennote, die wir durch Zusatz von 2 bis 3 Tropfen Maiglöckchenöl oder der gleichen Menge von künstlich hergestelltem Isopentylsalizylat beziehungsweise Terpineol einführen. Ganz wenig (1 Tropfen) Methylsalizylat, Kümmelöl sowie etwas Vanillenzucker verbessern den Duft. Wir nehmen diese Mischung schließlich in 20 ml Äthanol (unvergällt) oder notfalls in der gleichen Menge Kornschnaps auf, und unser Parfüm ist fertig. Von einer praktischen Verwendung der Mischung, die ja ohnehin nicht mit den käuflichen Marken konkurrieren kann, sei allerdings abgeraten. Wir überlassen es dem Leser selbst, weitere Duftnoten aus den oben hergestellten Riechstoffen zusammenzustellen.

Schönheit – mit Nachhilfe

In den Schaufenstern der Drogerien, der Frisiersalons und erst recht der Kosmetiksalons liegen geschmackvoll angeordnet zahlreiche Fläschchen, Packungen, Tuben und Dosen aus. Phantasievoll sind die Namen

dieser Präparate; schön, nicht selten aber auch kitschig ist die Aufmachung. Ihr Anblick läßt das Herz einer jeden Frau höher schlagen. Kosmetische Präparate verschiedenster Art sind heute jeder Frau — aber auch dem Mann, selbst wenn er es nicht wahrhaben will — unentbehrliche Hilfsmittel bei der Pflege und der Erhaltung der Körperschönheit. Viele Kosmetika leisten aber noch mehr. Sie wirken vorbeugend gegen Erkrankungen der Zähne und der Haut.

Wir alle verwenden Zahnpasta — und doch war ihr Gebrauch noch im vorigen Jahrhundert unbekannt. Mundwässer und Rasierwässer desinfizieren und erfrischen, Sonnenöle und Lichtschutzcremes gestatten uns ausgedehnte Sonnenbäder zur Bräunung unserer Haut, ohne daß wir Schüttelfrost und Schmerzen eines Sonnenbrandes fürchten müssen. Den verschiedensten Hautcremes und -gelees ist es zu verdanken, daß sich unsere werktätigen Frauen trotz schwerer Arbeit in der Industrie oder in der Landwirtschaft eine gepflegte Haut bewahren. Abends im Theater oder beim Tanz verwenden sie zarte Parfüme. Wer zur Schweißbildung neigt, braucht sich nicht mehr zu scheuen; die Chemie hat Präparate entwickelt, welche die Schweißabsonderung hemmen und unangenehme Gerüche beseitigen.

Neben diesen allgemein geschätzten Präparaten werden noch viele andere Mittel angeboten, deren Anwendung Geschmackssache ist und die zu einer etwas „synthetischen Schönheit" verhelfen. Ihre Skala erstreckt sich vom althergebrachten Lippen- und Augenbrauenstift über die Haarfärbemittel bis zu den verschiedensten Gesichtspackungen, Hautemulsionen usw. Gerade bei letzteren Artikeln scheint es uns häufig, als hätten die Alchimisten des Mittelalters in den Kosmetikalaboratorien eine ungeahnte Auferstehung gefeiert; denn viele Verschönerungsmittel sind rein aus der Erfahrung gewonnene Produkte, ihre Wirkung kann häufig nicht erklärt werden oder ist überhaupt umstritten. Und doch können wir nicht leugnen, daß die Gesamtheit der kosmetischen Präparate einen außerordentlichen Fortschritt gebracht hat, und wir dürfen sicher sein, daß die Zukunft noch manche Überraschungen auf dem Gebiet der Kosmetik bieten wird. Grundstock der modernen Kosmetik aber ist die chemische Industrie, die uns die vielen Ausgangsstoffe für Kosmetika liefert.

So trägt die Chemie nicht nur dazu bei, daß wir länger leben, indem sie Arzneimittel schafft, sondern sie gibt uns auch die Möglichkeit, die Schönheit unseres Körpers hervorzuheben und bis ins hohe Alter hinein zu erhalten.

Wir erzeugen kosmetische Präparate

Selbstverständlich können wir hier keinen auch nur annähernd vollständigen Überblick über die Zusammensetzung und Herstellung kosmetischer Präparate geben. Wir wollen uns vielmehr auf ganz wenige Beispiele beschränken.

Rasierwasser — Wir lösen 0,1 Teile Pfefferminzöl oder 0,05 Teile käufliches Menthol, 0,06 Teile Vanillin oder eine etwas größere Menge Vanillenzucker, 0,2 Teile Neroli-, Bergamott- oder Citrusöl in 19,0 Teilen 96%igem unvergälltem Alkohol (Primasprit) oder in der gleichen Menge Isopropanol. Wir können statt dessen auch 55 Teile 40%igen klaren Kornschnaps verwenden. Auf keinen Fall darf vergällter Alkohol oder gar Methanol benutzt werden!

Nun lösen wir noch 5 Teile Eisessig oder 15 Teile Essigessenz in 75 Teilen destilliertem Wasser (wenn wir Kornschnaps nehmen, nur 40 Teile destilliertes Wasser).

Zum Schluß vermischen wir beide Lösungen miteinander, indem wir gut durchschütteln, und das Rasierwasser ist fertig.

Gurken-Gesichtswasser — Wir zerreiben eine Gurke, pressen den Saft aus und versetzen 25 Teile mit 5 Teilen unvergälltem Alkohol. In dieser Flüssigkeit werden 2 g Zitronen-, Wein- oder Adipinsäure sowie 0,3 g feste essigsaure Tonerde aufgelöst. Eine zweite Lösung mischen wir aus 7,5 Teilen Alkohol, 7,5 Teilen destilliertem Wasser und einem Teil eines guten käuflichen Parfüms. Durch Vermengen beider Flüssigkeiten erhalten wir das Gesichtswasser.

Aluminiumsalze wie die essigsaure Tonerde wirken desinfizierend und adstringierend, das heißt, sie verengen die Hautporen und glätten dadurch unsere Haut. Gurkensaft soll gleichfalls eine reine Haut erzeugen. Viele Gesichtskosmetika werden in Form von „Emulsionen", fein verteilten Mischungen von Ölen beziehungsweise Fetten mit wäßrigen Lösungen, in den Handel gebracht. Auch die Grundlagen der Hautcremes sind Emulsionen, die durch innige Vermengung von Fetten, zum Beispiel dem Wollfett Lanolin, Vaseline oder Wachsen mit Wasser erzeugt werden.

Honiggelee — Es dient zur Handpflege, und wir gewinnen es durch Erwärmen von 3,5 g gepulverter Gelatine mit 65 Teilen Rosenwasser (Rosenblüten mit Wasser einige Tage stehenlassen) und 10 Teilen Bienenhonig. In die warme Mischung gießen wir unter Rühren eine zweite Mischung von 1 Teil Parfüm, 1,5 Teilen Alkohol und 19 Teilen Glyzerin. An einem kalten Ort erstarrt die Masse zu dem fertigen Gelee.

Sprudelndes Badesalz — Wir lösen den früher hergestellten Farbstoff Fluoreszein in 5 ml 10%iger Sodalösung. Im Mörser werden 50 g

Natriumbikarbonat (vorher gut trocknen!), 5 g Wok oder ein anderes Feinwaschmittel und 15 g Stärke zerkleinert und vermengt.
Nun lassen wir die Farbstofflösung aufsaugen und fügen schließlich das aus Fichten- oder Kiefernnadeln durch Wasserdampfdestillation gewonnene ätherische Öl hinzu. An einem mäßig warmen Ort trocknen wir die Mischung und verrühren schließlich mit 40 g gepulverter Adipinsäure. Wenn wir das Salz in das Badewasser schütten, so setzt die Adipinsäure aus dem Bikarbonat die Kohlensäure frei. Das Waschmittel sorgt für eine feine Verteilung der Gasbläschen, während Fluoreszein und Fichtennadelöl dem Bad Farbe und Duft verleihen.

Nützliche Schaumschlägerei

Es ist nicht schwer zu erraten, daß sich hinter dieser Überschrift die Chemie der Waschmittel verbirgt. Unter allen Erzeugnissen der chemischen Industrie, die wir im Haushalt verwenden, nehmen Waschmittel mengenmäßig die erste Stelle ein. Von der Scheuerseife bis zur feinen Toilettenseife, vom altbekannten Ata und Imi bis zu Fewa, Laneu und Wok begegnen uns im täglichen Leben die Erzeugnisse unserer Waschmittelindustrie.
Nach wie vor ist die Seife das wichtigste aller Waschmittel. Der Chemiker versteht unter Seife die Alkalisalze der höheren Fettsäuren, vor allem Natriumstearat, Natriumpalmitat oder Natriumoleat, also die Salze der Stearin-, Palmitin- oder Ölsäure. Diese Fettsäuren sind in der Natur weit verbreitet, sie bilden nämlich den Hauptbestandteil der meisten pflanzlichen und tierischen Fette. Allerdings liegen sie in den Fetten nicht als freie Säuren vor, sondern sind mit dem dreiwertigen Alkohol Propantriol — häufig Glyzerin genannt — verestert. Fette sind allgemein Ester zwischen Fettsäuren und Glyzerin, deren Struktur aus der Formel auf Seite 271 hervorgeht. Von alters her spaltet man die Fette durch Kochen mit Laugen. Dabei bilden sich die Alkalisalze der Fettsäuren, die Seifen sowie freies Glyzerin. Der ganze Vorgang wird daher „Verseifung" genannt. Zur Fabrikation von Seifen aller Art werden auch heute noch Fette mit starken Laugen gekocht. Diesen Vorgang gibt die nachstehende Formel wieder.

$$\begin{array}{l} CH_2\text{—}OOC\text{—}R \\ | \\ CH\text{—}OOC\text{—}R \\ | \\ CH_2\text{—}OOC\text{—}R \end{array} + 3\,NaOH \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2\text{—}OH \\ | \\ CH\text{—}OH \\ | \\ CH_2\text{—}OH \end{array} + 3\,R\text{—}COONa \quad (R = Alkyl)$$

Fett — Glyzerin — Natriumsalz der Fettsäuren

Wir lernen die Kunst des Seifensiedens

Mehrere Kubikmeter Inhalt besitzt ein moderner Siedekessel zur Seifenherstellung. Das Erhitzen erfolgt dabei mit Wasserdampf, der teils direkt in die Mischung geblasen wird und dabei die Masse in Bewegung hält, teils auch indirekt über Rohrschlangen den Siedekessel heizt. Wir wollen Seife in wesentlich bescheidenerem Maße herstellen.

Unser Seifensiedekessel besteht aus einer großen Porzellanschale oder notfalls aus einem emaillierten eisernen Topf, den wir auf dem kochenden Wasserbad erhitzen. Als Rohstoff können wir im Prinzip jedes Fett oder Öl verwenden, jedoch erhalten wir je nach der Beschaffenheit des Ausgangsmaterials Seifen unterschiedlicher Qualität und Härte bei unseren Versuchen.

Kernseife guter Qualität bereiten wir am besten durch Verseifen von 70 g Rindertalg und 30 g Schweinefett mit Natronlauge. Wir lassen das Fett zunächst auf dem Wasserbad schmelzen und tragen nun unter kräftigem Umrühren in kleinen Portionen eine warme Lösung von 25 g Natriumhydroxid in 30 ml Wasser ein. (Verspritzen der Natronlauge vermeiden! Schutzbrille tragen und Abstand halten.) Nun erwärmen wir die Mischung unter häufigem Rühren mit dem Glasstab 30 Minuten auf dem siedenden Wasserbad, wobei wir das verdampfte Wasser durch Zugeben kleiner Portionen heißen Wassers ergänzen. Danach fügen wir 100 ml 20%ige Kochsalzlösung hinzu und erhitzen weiter bis zur vollständigen Abscheidung der Seife. Im Gegensatz zum heißen Wasser ist Seife in Kochsalzlösung kaum löslich. Sie scheidet sich daher beim „Aussalzen", wie man diesen Vorgang in der Technik nennt, auf der Oberfläche ab. Wir lassen etwas abkühlen und können die halbfeste Seife abschöpfen oder auch mit einem Tuch abfiltrieren. (Vorsicht — die Finger nicht in die starke Lauge tauchen, am besten arbeitet man mit Gummihandschuhen.) Nun spülen wir die Seife mit wenig kaltem Wasser ab und kneten sie in einem festen Tuch so kräftig wie möglich durch. Dabei geben wir etwas in Alkohol gelösten Riechstoff zur Parfümierung hinzu. Je nach der gewünschten Duftrichtung wählen wir Kümmel-, Anis-, Fenchelöl sowie Terpineol, Methylsalizylat, Benzaldehyd oder Mischungen dieser Stoffe. Auf jeden Fall verwenden wir nur sehr wenig Duftstoff, denn die Seife soll ja nicht aufdringlich riechen. Zum Schluß formen wir aus der leicht angewärmten Masse durch kräftiges Drücken und Pressen das fertige Seifenstück. Die wäßrige Kochsalzlösung, die beim Aussalzen der Seife zurückbleibt, enthält das bei der Verseifung freigesetzte Glyzerin. Wir können es durch Eindampfen der Lösung anreichern. Vom Kochsalz läßt sich Glyzerin am besten durch Vakuumdestillation abtrennen. Wer über einen dazu

geeigneten Apparat verfügt, mag dies durchführen. (Vorsicht — Implosionsgefahr, Schutzbrille tragen!)

In der Technik wird das Pressen und Kneten der Seifenmassen selbstverständlich maschinell vorgenommen. Bei der Kernseifenfabrikation wird die Seife in Form eines Stranges gepreßt, automatisch geteilt, in Stücke geformt und verpackt. Zur Bereitung von Toilettenseifen wird die rohe Kernseife meist zu Schnitzeln zerkleinert, sodann mit Parfümen, Farbe und eventuell auch mit desinfizierenden oder füllenden Zusätzen gemischt und schließlich in die fertigen Stücke gepreßt. Als Ausgangsprodukte für die technische Seifenfabrikation verwendet man kaum noch tierische, sondern fast ausschließlich pflanzliche Fette oder Öle. Auch wir können beliebige Reste von Pflanzenfett oder -öl, die wir im Haushalt vorfinden, durch Kochen mit Natronlauge verseifen. Die Qualität der Erzeugnisse wird allerdings recht unterschiedlich sein. Aus vielen Fetten, insbesondere aus Ölen, bilden sich nämlich keine festen, sondern weiche oder zähflüssige Seifen, die sich außerdem häufig nur schwer durch Aussalzen abtrennen lassen. Andererseits liefern beispielsweise Oliven- und Rizinusöl sehr feste Seifen. Der Seifensieder muß diese Eigenschaften der Fette natürlich sehr genau kennen, wenn er einwandfreie Erzeugnisse erhalten will. Er muß die Qualität der Fette ständig im Laborversuch überprüfen und darf Fette, die weiche Seifen geben, nur in Mischung mit anderen Fetten verwenden.

Auch mit Kalilauge lassen sich Seifen bereiten. Sie sind jedoch im Gegensatz zu den Natriumsalzen der Fettsäuren zähflüssig und werden daher als „Schmierseifen" bezeichnet.

Schmierseife stellen wir uns durch Kochen von 100 g tierischem oder pflanzlichem Fett mit einer Lösung von 30 g Kaliumhydroxid in 40 ml Wasser her (Vorsicht, stark ätzend!). Wir benutzen dabei den gleichen Apparat und verfahren nach der gleichen Anleitung wie bei der Herstellung von Kernseife. Auf das Aussalzen können wir jedoch verzichten und die Masse nach der Verseifung einfach unter Rühren abkühlen lassen. Wir erhalten eine zähe Mischung von Schmierseife, Wasser und eventuell nicht umgesetzten Ausgangsprodukten, die in der Technik als „Leimseife" bezeichnet wird und als billige Scheuerseife in den Handel kommt. Die früher viel benutzte „grüne Seife" verdankt ihre Färbung der Mitverwendung von Hanföl.

Rasierseifen werden aus hochwertigen Fetten (Talg, Kokosfett) durch Verseifen mit einem Gemisch von Natron- und Kalilauge im Verhältnis 1:1 erzeugt. Diese Seifen zeichnen sich durch feste Konsistenz bei sehr gutem Schaumvermögen aus. Wir können uns eine solche Seife leicht nach der gegebenen Anleitung herstellen, wollen sie jedoch auf keinen Fall benutzen, da bei einem eventuellen Überschuß von Alkali durch

unvollständige Verseifung eine Verätzung der empfindlichen Gesichtshaut zu befürchten wäre.

Das alte Seifensiedeverfahren mit Laugen ist in der Technik immer mehr durch die direkte Fettspaltung mit Wasserdampf unter erhöhtem Druck verdrängt worden. Dabei bilden sich Glyzerin und freie Fettsäuren, die sich infolge der Wasserlöslichkeit des Glyzerins leicht abtrennen lassen. Aus dem Fettsäuregemisch werden durch Erwärmen mit Soda- oder Pottaschelösung sehr einfach die entsprechenden Seifen erzeugt (Karbonatverfahren).

Seife aus Kohle

Speziell in der DDR hat die Produktion von Seife aus synthetischen Fettsäuren einen hohen Stand erreicht.

Wenn wir die Formel eines gesättigten Kohlenwasserstoffes (Paraffin) mit der Formel einer Fettsäure vergleichen, so fällt auf, daß die Fettsäure durch Anlagern von zwei Atomen Sauerstoff aus den Paraffinen hervorgeht:

$$\underset{\text{Alkan}}{CH_3{-}\cdots{-}CH_2{-}\cdots{-}CH_3} + 3\,O \longrightarrow \underset{\text{Fettsäure}}{CH_3{-}\cdots{-}CH_2{-}\cdots{-}COOH} + H_2O$$

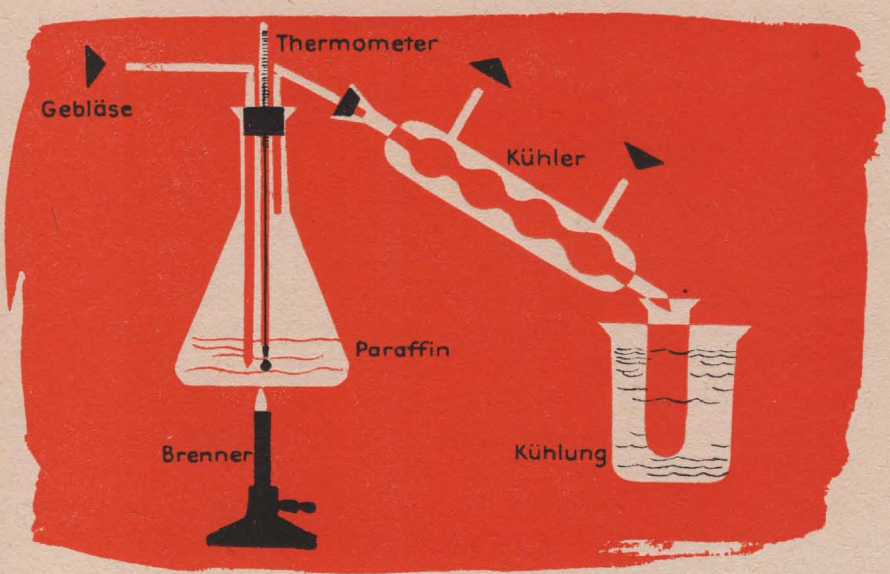
Die Chemiker haben sich nun bemüht, Paraffine mit dem Sauerstoff der Luft direkt zu Fettsäuren zu oxydieren. Von früheren Abschnitten her wissen wir, daß die Paraffin-Kohlenwasserstoffe chemisch sehr beständig sind. Bei höherer Temperatur läßt sich die Oxydation jedoch gar nicht so schwer durchführen. In der Technik geht man so vor, daß mittelweiches Paraffin (12 bis 20 Kohlenstoffatome im Molekül) auf 110 °C erhitzt und ständig Luft hindurchgeblasen wird. Als Katalysator wird Kaliumpermanganat verwendet. Dieser Katalysator wirkt allerdings mehr richtungslenkend als beschleunigend. Ohne Katalysator bilden sich sehr heterogene Produkte.

Die Paraffinoxydation wird im VEB Hydrierwerk Rodleben in größtem Umfang durchgeführt. Ausgangsprodukt ist Paraffin, das bei der Braunkohlenverschwelung anfällt. Die synthetische Fettsäuregewinnung wurde im Kriege aufgenommen und in den letzten Jahren wesentlich erweitert. Synthetische Fettsäuren helfen uns, wertvolle Devisen zu sparen, die wir sonst für den Import ausländischer Pflanzenfette ausgeben müßten. Seifen, die aus künstlichen Fettsäuren gewonnen werden, sind den „natürlichen Seifen" absolut gleichwertig. Für die künstliche Herstellung von Nahrungsfetten, die in der Nazizeit angestrebt

und in geringem Umfang begonnen wurde, dürfen künstliche Fettsäuren dagegen in der DDR nicht verwendet werden.
Nachdem wir im Laufe dieses vorliegenden Buches schon allerhand experimentelle Erfahrungen gewonnen haben, wollen wir uns an die Nachahmung der synthetischen Seifenfabrikation wagen und selbst ein Stückchen Seife aus Kohle erzeugen.

Wir oxydieren Paraffine

Zunächst müssen wir Fettsäuren durch Oxydation aus Paraffin herstellen. Als Ausgangsprodukt benutzen wir möglichst weiches Rohparaffin oder, noch besser, das Paraffin, welches wir bei der Braunkohlenverschwelung früher selbst hergestellt haben. Es empfiehlt sich allerdings, etwa 100 bis 150 g Paraffin einzusetzen. Wenn wir den Ehrgeiz haben, ausschließlich selbstgewonnenes Paraffin zu benutzen, müssen wir die früher beschriebene Braunkohlenverschwelung 2- bis 3mal wiederholen.
Unsere Oxydationsanlage bauen wir aus einem Erlenmeyerkolben von 250 ml Inhalt, den wir mit einem dreifach durchbohrten Gummistopfen verschließen. Durch die eine Bohrung stecken wir ein Thermometer, das fast bis auf den Boden des Kolbens reicht. Durch die zweite Bohrung führen wir den kurzen Schenkel eines Glasrohres, dessen anderen Schenkel wir an einen Liebigkühler anschließen oder zur Kühlung einfach mit Bleirohr umwickeln. Als Vorlage benutzen wir ein Reagenz-



glas, das wir zur Kühlung nochmals in Wasser stellen. In die dritte Bohrung des Gummistopfens setzen wir schließlich ein Glasrohr ein, das fast bis auf den Boden reichen soll. Durch dieses Rohr muß während des Versuches ständig Luft in raschem Strom geblasen werden. Wir benötigen dazu ein Gebläse. Arbeitsgemeinschaften können ein Wasserstrahl- oder Motorgebläse verwenden. Wer zu Hause experimentiert, kann den Staubsauger oder den Fön vorübergehend in ein Gebläse verwandeln.

Den Erlenmeyerkolben setzen wir nun auf einen Dreifuß mit Drahtnetz, füllen ihn mit 100 bis 150 g Paraffin und setzen die ganze Anordnung zusammen. Vorher geben wir jedoch noch 5 g feinpulverisiertes Kaliumpermanganat in den Kolben. Nun wird mit der kleinen Flamme eines Bunsenbrenners erwärmt und, sobald das Paraffin geschmolzen ist, das Gebläse eingeschaltet. Die Luft soll so rasch hindurchströmen, daß der Kolbeninhalt gründlich durchmengt wird, jedoch kein allzu starkes Schäumen eintritt.

Nun heißt es Geduld üben.

Wir müssen nämlich mindestens 5 Stunden lang erwärmen und Luft hindurchblasen, damit die hartnäckigen Paraffine in nennenswerter Ausbeute oxydiert werden. Während der ganzen Zeit muß die Temperatur durch Regeln der Gaszufuhr zwischen 120 und 140 °C gehalten werden. In der Technik arbeitet man bei 110 °C und erhält dadurch reinere Produkte, jedoch werden für einen Ansatz 24 Stunden Reaktionsdauer benötigt.

Bereits kurze Zeit nach dem Einsetzen der Reaktion entweichen aus der Vorlage Dämpfe, die sich durch einen aufdringlichen Geruch bemerkbar machen. Diese Abgase stellten die Techniker in Rodleben übrigens vor schwierige Probleme, denn ein Ablassen in die Luft war für die Bevölkerung nicht zumutbar. Deshalb werden die Gase im technischen Betrieb in besonderen Anlagen verbrannt.

Nach 2 Stunden beobachten wir, daß sich in der Vorlage etwas zähflüssiges bis halbweiches Destillat bildet. Es besteht aus flüchtigen Paraffinen und ersten Destillationsprodukten. Die Prüfung mit angefeuchtetem Indikatorpapier gibt jedoch zunächst nur eine schwach saure Reaktion. Im späteren Verlauf entweichen zunehmend heiße Dämpfe, die — wie wir uns überzeugen — stärker sauer reagieren. Bei der Oxydation entstehen nämlich in gewissem Umfang auch niedermolekulare, flüchtige Säuren, wie Methan-, Äthan-, Propansäure usw. Auch ein Teil der höheren Fettsäuren geht über und kondensiert im Destillat.

Nach 5 oder mehr Stunden brechen wir den Versuch ab und lassen erkalten. Zunächst überzeugen wir uns im Destillat vom Vorhanden-

sein höherer Fettsäuren. Wir geben dazu in die Vorlage einige ml konzentrierter Natron- oder Kalilauge, verschließen das Glas mit einem Gummistopfen, schütteln und lassen absetzen. Nun verdünnen wir mit Wasser und filtrieren. Das Filtrat schütteln wir kräftig und beobachten eine beständige Schaumbildung, die auf das Vorhandensein von Seife deutet. Ein Zusatz von Blei-, Kalzium- oder Magnesiumsalzlösung ergibt einen dicken, flockigen Niederschlag unlöslicher Fettsäuresalze.

Weiterverarbeitung auf Seife

Das Stück Seife bereiten wir aus dem erstarrten Rückstand im Erlenmeyerkolben. Wir erwärmen den Kolben zunächst, bis der Inhalt wieder flüssig wird, und gießen das Gemisch in eine Porzellanschale. Hierzu geben wir etwa die Hälfte des Volumens an konzentrierter Natronlauge (Vorsicht — ätzend!) und etwa die gleiche Menge gesättigter Sodalösung. Nun wird erwärmt und gerührt. Die Fettsäuren verseifen, wobei sich drei Schichten ausbilden: Auf der Oberfläche schwimmt nicht umgesetztes Paraffin, in der Mitte bildet sich eine wäßrige Seifenlösung aus, und unten klebt nicht umgesetztes Reaktionsgemisch. Wir erhitzen 15 Minuten lang und schöpfen die obere Schicht mit einem alten Löffel weitgehend ab. Die untere Schicht verschwindet nach und nach. Nun fügen wir reichlich konzentrierte kalte Kochsalzlösung hinzu. Dabei scheidet sich die Seife, die in Kochsalzlösung fast unlöslich ist, ab. Wir gießen das ganze Gemisch durch ein Sieb oder Filter und kneten die Seife unter Zusatz von etwas Glyzerin und einigen Tropfen eines Duftstoffes in ein Stück, das einem käuflichen Stück Seife einigermaßen ähnlich sieht.

Unser Produkt wird allerdings braun gefärbt sein und ist noch stark paraffinhaltig. Wenn wir hartes Paraffin verwenden, ist die Seife auch noch ziemlich spröde, eine Eigenschaft, die wir durch den Glyzerinzusatz etwas mindern. Doch immerhin: Wir können uns mit der Seife die Hände waschen, wobei auch eine — allerdings nicht sehr hervorragende — Schaumbildung auftritt.

Trotz dieser Mängel können wir auf das Produkt stolz sein, ist es uns doch gelungen, einen neuzeitlichen technischen Prozeß erfolgreich nachzuahmen!

Chemie des Lebens

Nahrungsmittel als chemische Verbindungen

Ludwig Feuerbach drückte mit seinem Wort „Der Mensch ist, was er ißt" den Standpunkt des naiven Materialismus aus. Wir lehnen heute diese Anschauung ab, weil sie die höhere Qualität des menschlichen Lebens übersieht.

Wenn wir jedoch einmal die besondere Qualität der Lebensvorgänge außer acht lassen, ist der Organismus tatsächlich eine außerordentlich komplizierte „chemische Fabrik". Ohne Anwendung starker Säuren, großer Drücke oder hoher Temperaturen werden im Körper beständig kompliziertste chemische Operationen in höchster Vollkommenheit durchgeführt. Noch wissen wir nicht in allen Details, wie diese Vorgänge ablaufen, doch die Forschungen zahlreicher berühmter Physiologen und Chemiker haben uns schon viele Einzelheiten erkennen lassen.

Um fortbestehen zu können, braucht der menschliche Organismus eine Reihe von organischen Stoffen, die zum Aufbau und zur Ergänzung der Körperbestandteile notwendig sind. Im Gegensatz zur Pflanze vermag der Mensch — ebenso wie das Tier — keine organischen Stoffe aus anorganischem Material aufzubauen.

Außerdem benötigt der Organismus Energie, die sowohl zur Erhaltung der Körperwärme als auch zur Verrichtung von Arbeit notwendig ist.

Experimente mit Zucker

Beschäftigen wir uns zunächst mit der einfachsten Nährstoffamilie, den Kohlenhydraten. Zu ihnen gehören die verschiedenen Zuckerarten, die

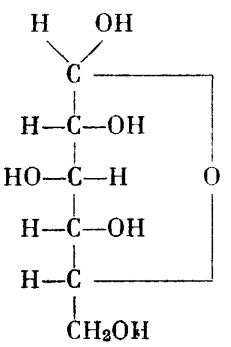
Stärke und die Zellulose. Kohlenhydrate dienen dem Körper fast ausschließlich als Brennstoff zur Energieerzeugung. In begrenztem Umfang kann der Körper aber auch Fette aus Kohlenhydraten aufbauen.

Zucker brennt!

Prüfen wir doch gleich einmal, ob sich aus Zucker Energie gewinnen läßt. Wenn wir an ein Stück Würfelzucker ein Streichholz halten, stellen wir fest, daß der Zucker allein nicht brennt. Sobald wir jedoch nur ganz wenig Zigarettenasche auf das Stückchen Würfelzucker geben und nun wiederum ein Streichholz daranhalten, brennt der Zucker unter Schmelzen und Verkohlen mit einer bläulichgelben knisternden Flamme. Dabei wird Wärme freigesetzt wie bei jeder Verbrennung. Die Wirkung der Zigarettenasche ist hier katalytischer Natur.
Im Körper „verbrennt" der Zucker selbstverständlich nicht unter Entflammung, sondern mit Hilfe organischer Katalysatoren bei niedriger Temperatur über sehr komplizierte Zwischenstufen. Die Endprodukte sind Kohlendioxid und Wasser.

Woraus besteht Zucker?

In einem Reagenzgläschen erwärmen wir etwas Zucker, zunächst vorsichtig, dann stärker. Der Zucker schmilzt, färbt sich bräunlich, wird schwarz, und schließlich bleibt nach kräftigem Glühen fast reiner Kohlenstoff zurück. Am oberen Ende des Gläschens kondensieren sich dabei Wassertröpfchen.
Die Summenformel der Kohlenhydrate lautet: $C_nH_{2n}O_n$, wobei n eine ganze Zahl ist. Die meisten Kohlenhydrate — und daher stammt ihr Name — kann man sich also aus Kohlenstoff und Wasser aufgebaut denken. Beim Erhitzen ohne Sauerstoffzutritt zerfallen sie — wie wir eben festgestellt haben — in diese Bestandteile.



Glukose

Die ausführliche Strukturformel verrät jedoch, daß die Moleküle der Kohlenhydrate recht kompliziert zusammengesetzt sind. An einer Kohlenstoffkette, die bei den wichtigsten Zuckerarten 6 Kohlenstoffatome enthält, befinden sich OH-Gruppen, Wasserstoffatome und Alkanalreste, wobei auch sogenannte Sauerstoffbrücken auftreten. Wir zeigen das an der Formel des Traubenzuckers oder — wie die Chemiker sagen — der Glukose. Ihre Formel ist auf Seite 220 dargestellt.

Glukosemoleküle können sich untereinander oder mit verwandten Zuckerarten zu langen Molekülketten zusammenlagern, das heißt, sie polymerisieren. Dabei wird Wasser abgespalten.

Durch Zusammenschluß von Glukosemolekülen entsteht Stärke, die durchschnittlich 200 bis 1000 Glukosebausteine je Molekül enthält oder Zellulose, bei der sogar 2000 bis 3000 Glukosemoleküle in einer Kette vereinigt sind. Zum Unterschied zu den einfachen Zuckern werden diese Stoffe „Polysaccharide" genannt. Glukose ist dagegen ein Monosaccharid, weil es nur aus einer Gruppe besteht.

Der Rohrzucker (Saccharose) schließlich, der im Zuckerrohr, in den Zuckerrüben und einigen anderen Pflanzen gebildet wird, ist ein Disaccharid, das durch Vereinigung von 2 Bausteinen, einem Glukosemolekül und einem Molekül der ganz ähnlich gebauten Fruktose (Fruchtzucker), hervorgeht.

Durch Erhitzen läßt sich der Rohrzucker nicht in diese Bestandteile trennen. Die bräunlichen Zwischenprodukte entstehen vielmehr durch teilweise Zersetzung und werden unter dem Namen Karamel für die Süßwarenindustrie verwendet oder bei noch dunklerer Färbung als natürliche Farben für Lebensmittel (Karamelbier, Essig usw.) eingesetzt. Die beim Glühen zurückgebliebene Zuckerkohle ist als wirksame Aktivkohle verwendbar.

Um Zucker in Glukose und Fruktose zu zerlegen, müssen wir Wasser anlagern. Wenn wir den Zucker dazu nur mit Wasser kochen, verläuft die Reaktion jedoch fast unmerklich langsam. Zur katalytischen Beschleunigung der Reaktion eignen sich Wasserstoffionen, die wir durch Zusatz beliebiger Säuren erhalten.

Wir kochen Kunsthonig

Der echte Honig, den die Bienen uns liefern, besteht aus einem Gemisch von Traubenzucker und Fruchtzucker sowie kleinen Mengen aromatisch duftender Stoffe. Durch Spaltung von Rohrzucker erhält man ein chemisch fast gleichwertiges Gemisch, dem nur die Aromabestandteile fehlen. Die Spaltung des Zuckers wird häufig als Inversion oder auch

als Hydrolyse bezeichnet. Der letzte Name drückt aus, daß bei dem Vorgang Wasser angelagert wird.

Wir bereiten uns Kunsthonig nach folgendem Rezept:

70 g Zucker in einer Porzellanschale oder einem Becherglas übergießen wir mit 30 ml siedendem Wasser. Unter kräftigem Rühren löst sich der Zucker zu einem zähen Sirup. Das Ganze wird auf dem Wasserbad auf 80 bis 85 °C (mit dem Thermometer kontrollieren) erwärmt. Als Katalysator der Hydrolyse müssen wir Säure hinzufügen. Wir benutzen dazu am besten 0,5 ml reine Methansäure. (Vorsicht — konzentrierte Methansäure ist giftig und ätzend!) Statt dessen können wir auch reine Salzsäure verwenden, jedoch entsteht dabei ein schwer zu beseitigender Nebengeschmack. Das ganze Gemisch wird unter mehrmaligem Rühren 2 bis 3 Stunden lang in dem genannten Temperaturbereich gehalten. Danach neutralisieren wir die Säure mit 0,8 g Natriumbikarbonat, wobei Kohlensäure entweicht (gut durchrühren). Die Masse bildet nach dem Abkühlen einen hellen Sirup, der süß, bei Verwendung von Salzsäure allerdings auch etwas salzig schmeckt.

Bei der technischen Herstellung von Kunsthonig werden natürlich auch Aromastoffe hinzugesetzt, die in unserem Produkt fehlen.

Reaktionen der Monosaccharide

Monosaccharide, wie Traubenzucker und Fruchtzucker, wirken reduzierend. Diese Eigenschaft ist den Alkanalgruppen zuzuschreiben. Wir lösen wenig Traubenzucker (Dextropur oder Traubenzuckertabletten) in Wasser auf und fügen folgende Reagenzien hinzu:

Fehlingsche Lösung, die wir kurz vorher durch Zusammenschütten von Teillösung 1 und Teillösung 2 bereitet haben (siehe Seite 156). Nach dem Erhitzen fällt ein dicker rotbrauner Niederschlag von Kupfer(I)-oxid aus.

Zu etwas Silbernitratlösung geben wir so viel Ammoniak, bis sich der gebildete Niederschlag soeben wieder aufgelöst hat. Diese Lösung fügen wir zu etwas Traubenzuckerlösung hinzu und beobachten am Gläschen nach Erwärmung einen mehr oder weniger gleichmäßigen Silberspiegel. (Gläser vorher gut säubern!)

Diese Reaktionen können zum Nachweis von Monosacchariden, wie Traubenzucker, dienen, jedoch liefern auch andere reduzierende Verbindungen — wie wir früher an den Alkanalen feststellten — gleichartige Reaktionen.

Wir prüfen, ob Rohrzuckerlösungen oder der selbstbereitete Kunst-

honig ebenfalls diese Reaktionen zeigen. Rohrzucker und Polysaccharide reduzieren nicht, weil die Alkanalgruppen hier abgesättigt sind.

Verzuckerte Kartoffeln und Bäume

Stärke und Zellulose — so haben wir erfahren — sind aus Traubenzuckermolekülen zusammengesetzt. Sollte es nicht möglich sein, die Stärke der Kartoffeln und des Getreides oder die Zellulose, den Hauptbestandteil des Holzes, in Traubenzucker zu verwandeln?

Aber gewiß! Nur brauchen wir dazu stärkere Hilfsmittel. Zur Verzuckerung von Stärke oder gar Zellulose muß man entweder die Säurekonzentration gegenüber der Rohrzuckerinversion erhöhen oder unter erhöhtem Druck und höherer Temperatur arbeiten. Im Gegensatz zur Technik können wir nur das erste Mittel, also stärkere Säurekonzentrationen, anwenden, wobei wir allerdings keine genießbaren Produkte erhalten.

Beginnen wir mit der Stärke: Sowohl in Kartoffeln als auch in Getreide ist Stärke als hauptsächlicher Bestandteil enthalten. Aus Kartoffeln wurde sie früher häufig von den Hausfrauen selbst bereitet. Die Kartoffeln müssen fein gerieben und durch ein Tuch ausgepreßt werden. Die Stärke setzt sich am Boden der durchgelaufenen Flüssigkeit ab.

Wir gehen am besten von käuflicher Kartoffel- oder Reisstärke aus. 20 g Stärke rühren wir mit der gleichen Menge Wasser zu einem Brei an. Eine sehr kleine Menge davon versetzen wir auf einem Uhrglas mit einem Tropfen Jodtinktur oder einer Lösung von Jod und Kaliumjodid in Wasser. Als charakteristische Reaktion liefert Stärke dabei eine blaue Färbung.

In einem Becherglas oder einer Porzellanschale setzen wir 40 ml Wasser mit 1 ml konzentrierter Schwefelsäure an und erwärmen auf dem siedenden Wasserbad. In kleinen Portionen und unter ständigem Rühren wird die kalt angerührte Stärke hinzugefügt. Nun wird 4 bis 5 Stunden lang erwärmt. Danach soll mit Jod keine Blaufärbung mehr auftreten, wie an kleinen Proben nachzuweisen ist. Andere Proben, die wir im Laufe dieser Zeit entnommen haben, zeigen mit Fehlingscher Lösung eine immer intensivere Reaktion. Die Stärke ist also verschwunden. Es hat sich Traubenzucker gebildet. Daneben sind freilich auch nicht vollkommen abgebaute Moleküle entstanden, die in der Technik mit dem Sammelnamen „Dextrin" bezeichnet werden. Nach dem Abkühlen wird die Schwefelsäure mit Kalkmilch oder Kreide neutralisiert (Reaktion prüfen!). Dabei bildet sich der schwer lösliche Gips (Kalziumsulfat), der zum größten Teil ausfällt und sich langsam absetzt.

Nach einiger Zeit heben wir mit einer Pipette die klare, überstehende Lösung ab. Vorsichtig eingedampft, entsteht daraus Stärkesirup, der in der Süßwarenindustrie sowie zur Herstellung reinen Traubenzuckers Verwendung findet. Wenn wir sehr reine Schwefelsäure benutzt haben, dürfen wir ruhig eine kleine Menge auf die Zunge bringen. Der Sirup schmeckt merklich süß, wenn auch bei weitem nicht so stark wie Rohrzucker oder Kunsthonig. Traubenzucker besitzt jedoch nur ein Drittel der Süßkraft von Rohrzucker. Daneben verspüren wir freilich einen unangenehmen, zusammenziehenden mineralischen Beigeschmack, der von etwas gelöstem Gips herrührt. Der technisch hergestellte Traubenzucker wird sorgfältig gereinigt und durch Eindampfen im Vakuum auskristallisiert. Wir kennen ihn alle als Dextropur und als Dextro-Energen. Traubenzucker ist ein wertvolles Stärkungsmittel bei körperlicher Schwäche. Er wird unmittelbar vom Blut aufgenommen (Blutzucker) und bei Energiebedarf des Körpers rasch zur Energiegewinnung verarbeitet. Traubenzucker ist daher ein völlig unschädliches Kräftigungsmittel, zum Beispiel für Genesende sowie für Sportler, die durch Verabreichung von Traubenzucker rasch verwertbare Energieträger aufnehmen können. Mancher Friedensfahrer hat es dem Traubenzucker zu verdanken, wenn er eine plötzliche Schwäche nach einigen Schlucken aus der Saugflasche schnell überwindet. Die geringe Süßkraft ist dabei nur vorteilhaft, denn Traubenzuckerlösungen wirken auch in hoher Konzentration nicht ekelerregend.

Noch geringere Süßkraft besitzt der Milchzucker. Er ist ebenso wie Rohrzucker ein Disaccharid, das aus einem Molekül Glukose und einem Molekül Galaktose, einem einfachen, der Glukose sehr ähnlichen Zukker, aufgebaut ist.

Wir gewinnen Milchzucker

Milchzucker ist in der Kuhmilch durchschnittlich zu 4,6 % enthalten. Muttermilch enthält dagegen 6,5 % Milchzucker, weshalb in allen Säuglingsmilchpräparaten der Milchzuckergehalt angereichert werden muß.

Zur Gewinnung von Milchzucker gehen wir von süßer Molke aus. Sie bleibt nach der Abtrennung des Milchfetts und nach dem Abscheiden des Milcheiweißes mit Lab in den Molkereien als schwach getrübte, wäßrige Flüssigkeit zurück und enthält neben kleinen Resten von Eiweiß noch den Milchzucker und die Mineralsalze in gelöster Form.

In einer großen Porzellanschale dampfen wir 300 ml Molke oder auch mehr ein. Nach einiger Zeit scheidet sich dabei das restliche Eiweiß ab,

das wir abfiltrieren. Nun wird weiter eingeengt — zuletzt in einer etwas kleineren Abdampfschale —, bis der Milchzucker anfängt auszukristallisieren. Den nach dem Abkühlen erhaltenen Kristallbrei trennen wir am besten auf der Filternutsche von der Mutterlauge. Wir können ihn zur weiteren Reinigung nochmals aus heißem Wasser umkristallisieren.

Beim Säuern der Milch verwandelt sich der Milchzucker durch die Wirkung von Bakterien in Milchsäure. Aus saurer Molke, die bei der Quarkgewinnung aus Sauermilch im Haushalt zurückbleibt, können wir durch Eindampfen daher keinen Milchzucker, sondern nur ein sirupöses Milchsäurekonzentrat gewinnen.

Zellulose ist für unseren Körper kein Nahrungsmittel. Im Magen der Wiederkäuer wird jedoch auch Zellulose unter Mithilfe von Bakterien zu verwertbaren Zuckern abgebaut. Technisch läßt sich aus Zellulose oder auch direkt aus Holz, das ja vorwiegend aus Zellulose besteht, durch Behandlung mit Säuren Traubenzucker gewinnen. Man arbeitet entweder mit verdünnter Schwefelsäure unter erhöhtem Druck bei 135 °C, oder man verzuckert mit hochkonzentrierter Salzsäure in der Kälte.

Wir verzuckern Watte

Zunächst brauchen wir einige ml „rauchender" Salzsäure. Wir füllen dazu 4 bis 5 ml konzentrierte Salzsäure in ein Reagenzglas, das wir durch Einstellen in Eiswasser gut kühlen. In der schon öfter benutzten einfachen Gasentwicklungseinrichtung stellen wir uns durch Auftropfen von 50 bis 70%iger Schwefelsäure auf 3 g Kochsalz gasförmigen Chlorwasserstoff her. (Schutzbrille tragen! Den Versuch wegen der beißenden Dämpfe unbedingt unter dem Abzug oder im Freien durchführen!)

Den Chlorwasserstoff leiten wir durch ein Glasrohr in die gut gekühlte Salzsäure ein. Das Reagenzglas verschließen wir dabei durch einen nicht zu festen Wattepfropfen. Wenn das Einleiten beendet ist, schieben wir den Wattepfropfen vorsichtig mit einem Glasstab bis in die Salzsäure, verschließen mit einem zweiten losen Wattepfropfen und lassen einige Stunden stehen, nachdem wir vorher weitere Eisstückchen zur Kühlung in das Wassergefäß gegeben haben. Die Zellulose der Watte gelatiniert zunächst und wird mit der Zeit aufgelöst. Der Abbau schreitet fort, und nach einem Tag ist vorwiegend Traubenzucker entstanden.

Wir verdünnen die Lösung stark mit Wasser, neutralisieren mit Sodalösung und weißen Traubenzucker mit Fehlingscher Lösung oder ammoniakalischer Silbernitratlösung nach.
Die Verzuckerung von Holz hat im letzten Krieg eine gewisse Bedeutung gehabt, wird aber jetzt kaum noch durchgeführt, da andere, billigere Zuckerquellen zur Verfügung stehen.

Fett – der Anthrazit für den Körper

Die Fette haben wir schon kennengelernt. Wir wissen, daß sie aus Estern von gesättigten und ungesättigten Fettsäuren, wie Stearin-, Palmitin- und Ölsäure mit dem dreiwertigen Alkohol Glyzerin aufgebaut sind. Wir haben sie ja schon mit Alkalien zerlegt und Seife produziert.
Fette sind aber auch, wie wir alle wissen, wichtige Nahrungsmittel. Sie enthalten prozentual sehr viel weniger Sauerstoff als die Kohlenhydrate und besitzen dadurch einen bedeutend größeren Heizwert. Allerdings ist es nicht ratsam, unseren Körper ausschließlich mit den energiereichen, jedoch schwer verdaulichen Fetten versorgen zu wollen. Der Körper würde das ebensowenig vertragen wie ein Stubenofen, dem ausschließlich energiereichste Brennstoffe, wie Steinkohle oder Anthrazit, zugemutet werden.
Nach ihrer Herkunft lassen sich Fette in tierische und pflanzliche Fettstoffe einteilen. Fette sind in Wasser unlöslich und schwimmen darauf wegen ihrer geringen Dichte. Gut löslich sind sie in Tetrachlormethan, Trichlormethan, Äther und anderen Lösungsmitteln. Sie können demzufolge aus zerkleinerten, fetthaltigen Samen oder tierischen Produkten durch Auslaugen (Extraktion) mit den genannten Lösungsmitteln in der Hitze gewonnen werden.
Wir wollen uns damit begnügen, Fett in Nüssen, Mohn, Sonnenblumenkernen oder anderen Samen nachzuweisen. Eine kleine Menge der genannten Materialien wird zerstoßen und im Reagenzglas mit einigen ml Tetrachlormethan mehrere Minuten erwärmt. (Tetrachlormethandämpfe sind gesundheitsschädigend. Daher nicht in größeren Mengen einatmen! Versuch im Freien oder unter dem Abzug durchführen! Wegen Feuergefahr keinesfalls brennbare Lösungsmittel, wie Äther oder Propanon, verwenden!)

Wir gießen einige Tropfen der Lösung auf ein Stück Filtrierpapier und erhalten einen prachtvollen — ausnahmsweise erwünschten — Fettfleck! Wenn wir das Papier auf der Herdplatte erwärmen, bleibt dieser Fleck bestehen — im Gegensatz zu Flecken ätherischer Öle, die sich dabei verflüchtigen.

Ein anderer origineller Fettnachweis beruht auf der Tatsache, daß sich Fette auf dem Wasser in dünnsten Schichten ausbreiten. Wenn wir sehr kleine Stückchen Kampfer auf fettfreies Wasser werfen, so kreisen sie oder führen tanzende Bewegungen aus. Sobald nur die geringste Spur Fett vorhanden ist, unterbleibt diese Erscheinung.

Schließlich wollen wir etwas Öl oder ein Stückchen Fett in einem Reagenzglas über der heißen Flamme des Bunsenbrenners rasch und stark erhitzen. Es bilden sich weißliche Nebel, und bei vorsichtigem Riechen bemerken wir ein schmerzhaftes Stechen in der Nase oder auch eine Reizung der Augen: Beim Zersetzen von Glyzerin bildet sich Acrolein mit der Formel $CH_2{=}CH{-}CHO$, ein ungesättigtes Alkanal. Der Acroleingeruch ist mancher Hausfrau nur zu gut vom angebrannten Sonntagsbraten her in Erinnerung. Acrolein wirkt als Tränengas und ist ziemlich giftig.

Im Haushalt werden Fette — manchmal allzu reichlich — zum Kochen, Braten, Backen sowie als Brotaufstrich verwendet. Zum letzteren Zweck eignen sich jedoch nur feste und halbweiche vorwiegend tierische Fette wie Butter oder Schmalz. Einige Pflanzenfette, zum Beispiel das Kokosfett, sind zum Streichen zu hart; die flüssigen Öle eignen sich dafür gleichfalls nicht. Dem deutschen Chemiker Normann ist es zu verdanken, wenn heute auch flüssige Öle verfestigt und zu Margarine verarbeitet werden können.

Flüssige Pflanzenöle enthalten ungesättigte Fettsäuren, insbesondere die Ölsäure. Von der gesättigten Stearinsäure der festen Fette unterscheidet sich die Ölsäure nur durch das Fehlen von 2 Wasserstoffatomen je Molekül. Ölsäure besitzt zwischen dem 9. und dem 10. Kohlenstoffatom eine Doppelbindung:

$$H_3C{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}$$
$$-CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}COOH$$

Im Jahre 1906 glückte es Normann, die Ölsäure durch Anlagerung von Wasserstoff in Stearinsäure umzusetzen. Diese Hydrierung wird katalytisch durch fein verteiltes Platin, Palladium oder Nickel beschleunigt. Wir wollen den Vorgang in bescheidenem Umfang durchführen.

Fetthärtung — nicht ganz einfach!

Wir wollen etwa 2 g reines Oliven- oder Sonnenblumenöl härten. Zunächst benötigen wir den Katalysator, den wir folgendermaßen bereiten: 0,5 bis 1 g Nickelmethanat (Ameisensäuresalz des Nickels, Herstellung siehe Seite 110) werden in einem schwerschmelzbaren Probierglas in der heißen Zone der Bunsenbrennerflamme bis zur Glut erhitzt. Dabei zersetzt sich das Salz, und es entsteht metallisches Nickel in Form eines sehr feinen Pulvers. Nach 15 Minuten Glühen lassen wir es abkühlen, wobei das Reagenzglas nicht bewegt werden soll, damit keine Luft eintritt. Am besten verschließen wir es sofort nach dem Glühen durch ein Stück Asbestpappe, das wir mit der Zange auflegen. Nach dem Abkühlen gießen wir in das Gläschen 5 ml reinen Alkohol oder Äther (keinen Brennspiritus verwenden). Außerdem fügen wir 2 g Öl hinzu, das wir in 15 ml reinem Alkohol gelöst haben.

Nun wird ein Wasserstoffentwickler angeschlossen. Das Einleitungsrohr haben wir zu einer Spitze ausgezogen, damit feine Gasbläschen entstehen. Außerdem müssen zwischen Wasserstoffentwickler und Reagenzglas 2 Waschflaschen angeschlossen werden, die zur Reinigung des Gases mit Kaliumpermanganatlösung und mit starker Natron- oder Kalilauge beschickt sind. Den gesamten Gasentwicklungsteil spülen wir mit Wasserstoff durch, bevor das Einleitungsrohr angeschlossen wird. Jetzt setzen wir das Wasserstoffeinleiten mindestens eine Stunde lang fort. Am Austrittsrohr des Reagenzglases führen wir die Knallgasprobe durch. Sobald sie negativ ausfällt, können wir das austretende Gas entzünden. Wenn wir es nicht entzünden wollen, ist der Versuch unter dem Abzug oder im Freien durchzuführen, wobei selbstverständlich keine Flammen in der Nähe brennen dürfen.

Nach dem Abbrechen des Einleitens haben sich im Reagenzglas Flokken ausgeschieden, die durch den Katalysator grau gefärbt sind. Wir lösen sie in warmem Tetrachlormethan und trennen den Katalysator durch Filtrieren über doppeltes, möglichst dichtes Filtrierpapier ab. Beim Verdampfen des Lösungsmittels bleibt eine kleine Menge weißer „Talg" zurück.

Dieser Talg ist selbstverständlich noch keine Margarine, sondern nur ein Ausgangsprodukt bei der technischen Erzeugung von Margarine. Die Fetthärtung wird in der DDR im VEB Deutsches Hydrierwerk Rodleben durchgeführt und im Rahmen des Chemieprogramms wesentlich erweitert. Gehärtet werden wertvolle Pflanzenöle, wie Erdnußöl, Sonnenblumenöl, Baumwollsaatöl und Rapsöl. Durch Mischung mit Kokosfett und Palmkernfett entstehen Delikateß- und Tafelmargarinesorten. Außerdem werden Magermilch, Eigelb, Lezithin und Vitamine

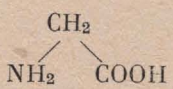
zugesetzt. Wir sehen also, Margarine ist ein hochwertiges Nahrungsmittel, das aus Pflanzenölen und anderen Zutaten durch „chemische Veredlung" bereitet wird.

Eiweiß – nicht nur im Hühnerei

Das Leben ist die Erscheinungsform komplizierter Eiweißstoffe. Sie sind die wesentlichen Bestandteile des Plasmas aller pflanzlichen und tierischen Zellen. Im Zellsaft der Pflanzen finden sich Eiweißstoffe ebenso wie in den Muskeln der Tiere, in den Nervenfasern und in den Gehirnzellen.

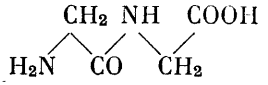
Chemisch gesehen gehören die Eiweißstoffe zu den kompliziertesten Verbindungen. Ihre Grundbausteine sind einfach. Der deutsche Forscher Emil Fischer, der Begründer der Eiweißchemie, wies in langwierigen und komplizierten Untersuchungen nach, daß alle Eiweißstoffe aus Aminosäuren aufgebaut sind.

Die einfachste Aminosäure ist das Glycin, die Aminoäthansäure. Es besitzt die Formel



Bemerkenswert ist das Auftreten einer NH_2-Gruppe neben der COOH-Gruppe der Fettsäuren. Einige Aminosäuren enthalten außerdem auch Schwefel. Neben einfachen Kohlenstoffketten kommen in den Aminosäuren auch aromatische und heterozyklische Ringstrukturen vor. Insgesamt sind bis heute knapp dreißig verschiedene Aminosäuren aus den Eiweißstoffen abgetrennt und untersucht worden. Mindestens zehn davon sind für die menschliche Ernährung unentbehrlich. Der Körper benötigt sie zum Aufbau des eigenen Eiweißes und kann sie nicht selbst herstellen. Da Eiweißstoffe tierischer und insbesondere pflanzlicher Herkunft gewöhnlich nicht alle lebenswichtigen Aminosäuren in ausreichender Menge enthalten, soll die Eiweißnahrung möglichst vielseitig sein. Hier liegt also eine wissenschaftliche Begründung für unseren Hang zu einer abwechslungsreichen Ernährung!

Charakteristisch für alle Aminosäuren ist ihre Fähigkeit, „Peptidbrükken" zu bilden: Die NH_2-Gruppe eines Aminosäuremoleküls und die COOH-Gruppe eines anderen spalten Wasser ab, und es entstehen zusammengesetzte Produkte, die „Peptide" genannt werden. Wenn sich zwei Moleküle Glycin auf diese Weise vereinigen, so bildet sich das einfachste Peptid, das Glykokoll.



Treten nun nicht zwei, sondern sehr viele, darunter verschiedenartige Aminosäuremoleküle zusammen, so entstehen die komplizierten Moleküle der echten Eiweißstoffe. Diese Riesenmoleküle, die Tausende oder sogar Millionen von Kohlenstoffatomen im Molekül enthalten, können kettenartig gebaut sein, kuglige Knäuel bilden oder auch einen spiraligen Aufbau zeigen.

In den letzten Jahren sind bei der Synthese von Eiweißstoffen außerordentliche Fortschritte erzielt worden. Es gibt bereits Projekte, synthetische Eiweißstoffe in großtechnischem Maßstab als hochwertige Futtermittel herzustellen.

Die Forscher gewinnen immer tiefere Einblicke in das Wesen dieser wichtigen Stoffe, und in jüngster Zeit wurden nicht nur die „Baupläne" vieler Eiweißstoffe enträtselt, sondern auch die chemischen Vorgänge, die in den Organismen unter maßgeblicher Beteiligung der Eiweißstoffe ablaufen, werden Schritt für Schritt aufgeklärt. Bis zum völligen Verständnis dieser Vorgänge oder gar bis zur Synthese eines primitiven Lebewesens führt freilich noch ein weiter, mühevoller Weg.

Wir weisen Eiweiße nach

Die folgenden Versuche beschränken sich auf einfache Nachweisreaktionen, die uns einige besondere Eigenschaften der Eiweißstoffe erkennen lassen.

Eine Gruppe von Eiweißstoffen, die Albumine, sind in Wasser löslich, gerinnen jedoch bei längerem Kochen oder Erwärmen der Lösungen. Albumine kommen im „Weißen" des Hühnereis, im Blutserum, in der Milch, im Muskeleiweiß und in anderen Materialien tierischer und pflanzlicher Herkunft vor. Wir benutzen als wäßrige Eiweißlösung am besten Hühnereiweiß oder Blutserum von Rinder- oder Schweineblut.

In etwas siedender Eiweißlösung werden einige Kochsalzkriställchen gelöst und wenig verdünnte Essigsäure hinzugefügt: Es bildet sich ein flockiger Niederschlag von koaguliertem Eiweiß.

Eine neutrale und schwach angesäuerte Eiweißlösung wird mit der gleichen Menge Alkohol (Brennspiritus) versetzt. Es scheidet sich ebenfalls Eiweiß ab.

Zu Proben der Eiweißlösung geben wir etwas gelöstes Kupfersulfat, Eisenchlorid, Bleinitrat oder andere Schwermetallsalze. Die beobach-

teten Eiweißfällungen erklären uns, warum die meisten Schwermetallsalze für den Organismus in größerer Menge giftig sind.

Starke Mineralsäuren, außer Orthophosphorsäure, fällen gelöstes Eiweiß bereits bei Zimmertemperatur. Darauf beruht die sehr empfindliche Hellersche Probe: In einem Reagenzglas überschichten wir Salpetersäure mit Hilfe einer Pipette vorsichtig mit eiweißhaltiger Lösung. An der Berührungsstelle zeigt sich eine weiße Scheibe von gefälltem Eiweiß.

Die Globuline sind eine Gruppe von Eiweißstoffen, die sich in Wasser nicht, jedoch in verdünnten Salzlösungen leichter auflösen. Sie finden sich besonders reichlich im Muskelfleisch, in der Milch und in vielen Pflanzenteilen. Pflanzenglobuline sind auch in 70%igem Alkohol löslich.

Nur bei Behandlung mit stärkeren Säuren unter teilweisem Abbau lösen sich schließlich die Skleroproteine auf. Aus ihnen bestehen im wesentlichen die tierischen Gerüststoffe: Hornhaut, organische Knochenbestandteile, Haare, Wolle, Nägel, Hörner usw.

Mit den folgenden Färbungsreaktionen lassen sich auch die meisten dieser Eiweißstoffe nachweisen:

Die Xanthoproteinreaktion basiert darauf, daß ein eiweißhaltiger Stoff beim Erhitzen mit konzentrierter Salpetersäure eine zitronengelbe Farbe annimmt, die nach vorsichtigem Neutralisieren mit verdünnten Basen rotgelb wird. Die Reaktion beruht auf der Bildung aromatischer Nitroverbindungen der Aminosäuren Tyrosin und Tryptophan. Allerdings geben auch andere aromatische Verbindungen ähnliche Färbungen. Bei der Biuretreaktion wird zu gelöstem Eiweiß verdünnte Kali- oder Natronlauge und dann tropfenweise Kupfersulfatlösung gegeben. Es tritt eine zuerst rötliche, dann rotviolette und schließlich blauviolette Färbung ein.

Ähnlich wie die Kohlenhydrate werden auch Eiweißstoffe bei anhaltendem Kochen mit Säuren zuerst zu niederen Peptiden und später zu freien Aminosäuren abgebaut. Aminosäuren verleihen vielen Speisen ihr charakteristisches Aroma. Die Eiweißhydrolyse durch Säuren wird daher auch in der Nahrungsmittelindustrie zur Herstellung von Suppenwürzen angewendet.

Wir brauen Suppenwürze

In einem kleinen Erlenmeyerkolben versetzen wir 20 g getrocknetes Eiweiß (Quark, Hefe, getrocknete Fleischreste) mit der gleichen Menge starker Salzsäure und erwärmen auf dem Wasserbad etwa 2 Stunden

lang auf 100 °C. Wenn wir unsere Erzeugnisse später verwerten wollen, muß unbedingt reine Salzsäure für medizinische Zwecke — in Apotheken erhältlich — verwendet werden, denn technische Salzsäure kann mit dem stark giftigen Arsen verunreinigt sein!

In einem zweiten Kölbchen erhitzen wir fein gewiegte oder fein geriebene Gemüse und Gewürze, wie Sellerie, Spargel, Tomaten, Zwiebeln, Lorbeerblätter, Muskatnuß und Petersilie, langsam mit wenig verdünnter Salzsäure bis zur beginnenden Bräunung.

Jetzt werden beide Gemische mit Wasser verdünnt, miteinander vermengt und mit reinem Natriumhydrogenkarbonat („Natron" für Küchenzwecke) unter gutem Rühren neutralisiert, wobei große Mengen von Kohlensäure frei werden. Das gebildete Kochsalz bleibt in der fertigen Würze und macht sie haltbar. Die Qualität und Geschmacksrichtung werden je nach den verwendeten Mengen der einzelnen Bestandteile unterschiedlich sein. In Suppenwürzefabriken ist das genaue Rezept meist ein sorgfältig gehütetes Geheimnis.

In jüngster Zeit hat auch die in den Globulinen besonders reichlich vorkommende Aminosäure Glutamin in freiem Zustand Anwendung als Gewürz und als Kräftigungsmittel bei Nervosität gefunden. Glutaminsäure besitzt zwar keinen nennenswerten Eigengeschmack, sie regt jedoch die Geschmacksnerven an, wodurch der Eigengeschmack glutamingewürzter Nahrungsmittel stärker hervortritt.

Dem Leben auf der Spur

Wer kennt nicht den Anblick eines Chemiegiganten! Gewaltige Schornsteine stoßen dicke Rauchwolken aus, schwarz die einen, giftig gelb bis bräunlich die anderen. Destillierkolonnen, Kühlanlagen, Gasometer und riesige Werkhallen bilden die Silhouette des Chemiewerkes. Kommen wir näher, werden wir mitgerissen von dem pulsierenden Leben, stehen vor gewaltigen Kesseln, laufen die Rohrbahnen entlang, hören das Dröhnen der Kompressoren und schrecken zusammen bei dem scharfen Knall, mit dem der Dampf aus den Überdruckventilen strömt. Aber es gibt auch Betriebe, die keinen Rauch und Qualm ausstoßen und in denen kein Lärm erzeugt wird, in denen man keine Baukolonnen sieht und in denen doch von Tag zu Tag alte Produktionsstätten abgerissen werden, während neue entstehen. Die Lebewesen sind solche chemischen Fabriken.

Vom Stoffwechsel

Die Verbrennung der Nährstoffe erfolgt in den Zellen. Der hierfür erforderliche Sauerstoff wird durch die Atmung aufgenommen und bei vielen Organismen von einer bestimmten Körperflüssigkeit, dem Blut, transportiert. Das Blut besteht bei höheren Tieren aus Blutzellen — roten und weißen Blutkörperchen sowie Blutplättchen — und dem Blutplasma. Die roten Blutkörperchen, die Erythrozyten, denen das Blut seine Farbe verdankt, bestehen zu 79 % aus einem zusammengesetzten Eiweiß, dem Hämoglobin. In diesem Eiweißkörper ist der Farbstoff Hämatin an ein farbloses Eiweiß der Gruppe der Globuline ge-

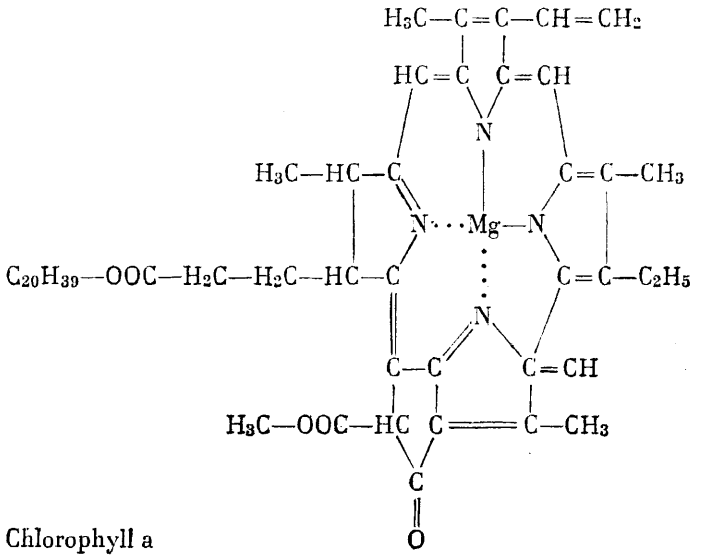
bunden. Die Zusammensetzung des Hämoglobins ist in der Tierwelt sehr verschieden, der rote Farbstoff, das Hämatin, ist immer gleich. Hämin ist die chemische Verbindung, die aus dem Hämatin gewonnen werden kann. Dem Anatom Ludwig Teichmann gelang als erstem eine Reaktion zur Abscheidung von Häminkristallen und damit zugleich eine Methode zum sicheren Nachweis von Blut. Die Reaktion gelingt mit geringsten Blutmengen und ist deshalb auch für gerichtliche Untersuchungen zur Aufklärung von Verbrechen von Bedeutung.

Häminnachweis durch die Teichmannsche Reaktion

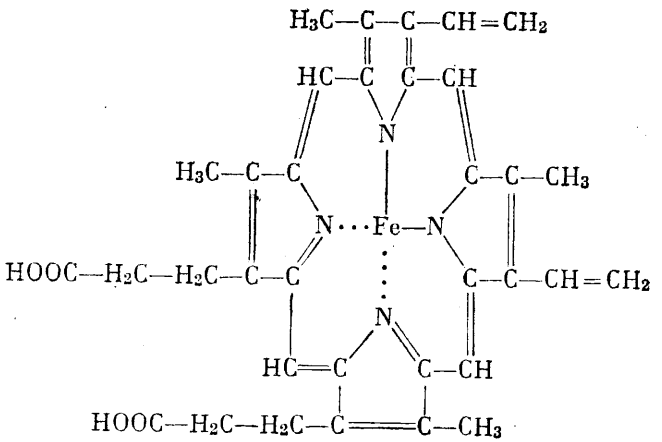
Wir streichen einen kleinen Blutstropfen auf einem Objektträger mittels eines Glasstabes flach aus und lassen an der Luft eintrocknen. Dann stäuben wir wenig (!) fein pulverisiertes Kochsalz darüber, geben 1 bis 2 Tropfen Eisessig (notfalls hochkonzentrierte Äthansäure) hinzu und legen ein Deckglas auf. Über kleiner (!) Flamme erhitzen wir nun den Objektträger, bis sich die ersten Bläschen bilden (Eisessig siedet bei 118,1 °C). Durch gelindes Erwärmen dunsten wir den restlichen Eisessig ein. Betrachten wir nach dem Abkühlen das Präparat bei etwa 300-facher Vergrößerung unter dem Mikroskop, so erkennen wir rhombische Tafeln (Prismen) von rotbrauner Farbe. Sind keine Kristalle entstanden, so bringen wir erneut etwas Eisessig an den Rand des Deckglases, lassen ihn darunterfließen und erwärmen wieder.
Der Versuch eignet sich auch zum Nachweis von Spuren eingetrockneten Blutes auf Textilgeweben. Wir ziehen den Blutfleck mit kohlensäurehaltigem Wasser — Selterswasser — aus, filtrieren, dampfen auf dem Objektträger ein und verfahren in der schon angegebenen Weise.
Dem deutschen Chemiker Hans Fischer gelang 1928 der Aufbau und Abbau von Hämin. Ein Vergleich der Formeln von Chlorophyll und Hämin zeigt uns die überraschende Ähnlichkeit beider Verbindungen.

Nachweis von Blut mittels Benzidin

Durch die Benzidinprobe gelingt es uns gleichfalls, geringe Blutmengen nachzuweisen. Zunächst stellen wir uns das Reagens her, indem wir etwa $^1/_2$ g Benzidin in 10 ml konzentrierter Äthansäure lösen und anschließend mit Wasser bis 100 ml auffüllen. Zu 1 ml dieser Lösung geben wir 3 ml Wasserstoffperoxid (3%ig) und versetzen sofort mit einem sehr verdünnten wäßrigen Blutauszug. Wir beobachten eine grüne Farbe, die bald in Blau umschlägt.



Chlorophyll a



Hämin

Der Mensch hat in seinen 5 l Blut 25 Billionen rote Blutkörperchen, die wiederum 600 bis 800 g Hämoglobin enthalten. 1 g reines Hämoglobin kann etwa 1,3 ml Sauerstoff aufnehmen. Auch einige andere Gase können sich an den Blutfarbstoff anlagern. Seine Affinität zum Kohlenmonoxid ist sogar 425mal größer als zum Sauerstoff. Die feste Bindung Kohlenoxid/Hämoglobin macht das Blut für den Sauerstofftransport unbrauchbar, der Betroffene erstickt. Seien wir deshalb beim Umgang mit Stadtgas und anderen kohlenoxidhaltigen Gasen besonders vorsichtig!

Wir haben gesehen, daß dem Blut im Stoffwechsel die wichtigste Vermittlerrolle zukommt. Gastransport, Abwehr von Fremdstoffen, Wundverschluß, Transport von Nährstoffen, Stoffwechselprodukten, Fermenten und Hormonen, das sind seine Hauptaufgaben.

Alle Nahrungsstoffe, die der Mensch aufnimmt, müssen im Magen und im Darm chemisch verarbeitet werden. Besondere Verdauungssäfte — Speichel, Magensaft, Gallensaft, Bauchspeichel, Darmabsonderungen — ermöglichen diese Umwandlungen. Die wirksamen Bestandteile der Verdauungssäfte sind im wesentlichen verschiedene Biokatalysatoren, Fermente und Enzyme genannt. Fermente wie Pepsin, Trypsin, Erepsin und das Labferment wirken auf die Eiweiße ein und bauen diese bis zu den einfachsten Bausteinen, den Aminosäuren, ab, aus denen dann körpereigenes Eiweiß gebildet werden kann. Amylase, Maltase, Lactase und Zellulase sind an der Spaltung der Kohlenhydrate beteiligt, während der Gallensaft und die Fermentgruppe der Lipasen die Fettverdauung bewirken.

Die Wirkung des Gallensaftes

Von der Rolle des Gallensaftes bei der Verdauung von Fetten können wir uns durch einen einfachen Versuch überzeugen.
In 2 Glastrichtern, die in Flaschen oder Erlenmeyerkolben stecken, befeuchten wir Filterpapier mit wenig Wasser. Dann tränken wir das Papier in dem einen Trichter mit Gallensaft (Rinder-, Schweine-, Gänsegalle) und gießen in beide Trichter einige ml Speiseöl. Wir sehen, daß das Öl nur durch das mit Galle behandelte Papier hindurchtritt. Die Gallensäure hat bewirkt, daß es in feinste Tröpfchen verteilt — emulgiert — wird. Im Organismus unterstützt die Galle dadurch die Fermente bei der Verdauung der Fette. Außerdem führt sie später die entstandenen Fettsäuren in den wasserlöslichen Zustand über.
Besonders eindrucksvoll ist der folgende Verdauungsversuch.

Der künstliche Magen

Wir lassen uns beim Fleischer einen Schweinemagen umwenden, waschen ihn mit kaltem Wasser und schaben die Schleimhaut mit einem stumpfen Messer in ein Becherglas. Dort übergießen wir sie mit der vierfachen Menge 5%igen Äthanols und lassen sie 2 Tage stehen. Dann pressen wir den Auszug durch ein Tuch ab und filtrieren ihn. Wir

können die Filtration durch Anwendung einer Wasserstrahlpumpe (Filternutsche) wesentlich beschleunigen. Wir können aber auch in einer Apotheke etwas Pepsinpulver kaufen und davon ½ g in 250 ml Wasser lösen.

Wir zerkleinern anschließend das Weiße eines hartgekochten Hühnereis (10 Minuten Kochdauer) durch Reiben auf einem Reibeisen oder einem Drahtnetz und verrühren es in einem Becherglas mit 100 ml Wasser, ½ ml konzentrierter Salzsäure und unserem Pepsinauszug oder 50 ml der Lösung des gekauften Pepsins. Die Zugabe der Salzsäure ist notwendig, da Pepsin nur in saurem Medium — p_H 1,4 bis 2 — wirksam ist. Der p_H-Wert der Magensalzsäure liegt zwischen 0,9 und 1,5.

Wir stellen das Becherglas einige Stunden an einen warmen Ort — Ofen, Trockenschrank, 40 °C — und rühren anfangs alle Viertelstunden mit einem Glasstab. Schon nach 2 Stunden stellen wir eine wesentliche Abnahme der Eiweißmenge fest. Nach 6 bis 8 Stunden hat sich das Eiweiß bis auf wenige weiß-gelbliche Häutchen gelöst. Das kompliziert aufgebaute Eiereiweiß ist dabei unter Wasseranlagerung in einfacher gebaute Verbindungen — Albumosen und Peptone — gespalten worden. Was der Chemiker sonst nur mit konzentrierten Säuren erreichen kann, erleben wir hier in unserem „künstlichen Magen" unter äußerst milden Bedingungen.

Der unangenehm saure Geruch, der dem Becherglas entströmt, erinnert uns an den Geruch des halbverdauten Speisebreis, der beim Erbrechen aus dem Magen hochgedrückt wird.

Wir können selbstverständlich weitere Verdauungsversuche im Reagenzglas ausführen. Auf einige sei nur kurz hingewiesen:

Der Stärkeabbau gelingt im Reagenzglas unter dem Einfluß von Mundspeichel auf dünnen Stärkekleister (37 °C, ½ bis 1 Stunde). Der entstandene Zucker kann mit Fehlingscher Lösung nachgewiesen werden. Zum gleichen Ergebnis kommt man, wenn 10 ml Stärkekleister mit 5 ml Auszug der Bauchspeicheldrüse eines Rindes eine Viertelstunde im Wasserbad auf 40 °C erwärmt werden. Der Auszug wird hergestellt durch Verreiben einer Bauchspeicheldrüse mit etwas Propantriol.

Der Bauchspeicheldrüsenbrei eignet sich auch zum Studium der Fettverdauung. Wir müssen in ein Reagenzglas, das zur Hälfte mit frischer Vollmilch gefüllt ist, solange ½%ige Sodalösung geben, bis die Lösung mit Phenolphthalein eine Rotfärbung ergibt. Wird nun Bauchspeicheldrüsenbrei zugesetzt und im Wasserbad auf 40 °C erwärmt, so verschwindet die Rotfärbung wieder. Es hat sich freie Fettsäure aus dem Fett der Vollmilch gebildet.

Mit käuflichem Labferment oder einem Streifen gereinigter Schleim-

haut eines Kälbermagens gelingt es uns schließlich auch, aus roher Milch das Eiweiß Kasein abzuscheiden. Dieses kann im „künstlichen Magen" mittels Pepsin weiter verdaut werden.

Hunderte von Reaktionen haben Chemiker und Biologen entwickelt, um die verschiedenartigsten Stoffe im Organismus nachzuweisen. Eine von ihnen sei hier noch kurz beschrieben.

Nachweis von Cholesterin im Eigelb

Cholesterin kommt in allen Organen vor, vor allem aber im Gehirn, in der Galle und in den Eierstöcken. Es ist der wichtigste Stoff einer Gruppe vielkerniger Alkohole, der Sterine, zu der auch einige Geschlechtshormone gehören. Außerdem ist Cholesterin der Träger des Ergosterins, der Vorstufe des Vitamins D. Man fand Cholesterin zuerst in Gallensteinen, was ihm auch seinen Namen einbrachte; Cholesterin heißt „feste Galle". Später wurden dann auch pflanzliche Sterine entdeckt. Cholesterin, das bisher nur bei Wirbeltieren (auch beim Menschen) nachzuweisen war und deshalb als ein Merkmal für die Entwicklungshöhe der Lebewesen galt, konnte erstmalig von DDR-Wissenschaftlern in Bakterien festgestellt werden.

Aus Eigelb schütteln wir das Cholesterin mittels Äthoxyäthan aus. Weiterhin versetzen wir $\frac{1}{2}$ ml Eisessig mit 2 ml konzentrierter Schwefelsäure, erhitzen die Mischung 1 Minute und kühlen sie anschließend gut. 1 bis 2 ml des Eiextraktes unterschichten wir in einem Reagenzglas vorsichtig mit der Äthansäure-Schwefelsäure-Mischung. Das Reagenzglas lassen wir ruhig stehen. Nach einigen Minuten haben sich verschiedenfarbige Zonen ausgebildet. Über der farblosen Säure sehen wir eine rote Schicht, dann folgt eine blaue. Darüber befindet sich der gelbliche Extrakt, der nach oben durch eine grüne Schicht begrenzt ist. Das Farbenspiel dieser „Liebermannschen Reaktion" wird uns besondere Freude bereiten.

Nach Salkowski kann Cholesterin nachgewiesen werden, wenn einige Milliliter des Extraktes mit dem gleichen Volumen verdünnter Schwefelsäure (etwa 10%ig) versetzt werden. Der Extrakt zeigt grüne Fluoreszenz, während sich die Säure gelb bis kräftig rot färbt.

Eine ähnliche Farbreaktion erhält man beim Nachweis von Gallenfarbstoff im Harn, nur läßt man hier in ein zur Hälfte mit Harn gefülltes Reagenzglas am Rande Salpetersäure eintropfen. Im unteren Teil des Glases bildet sich dann eine grüne Zone, die in ein Blau, Violett und Rot übergeht.

Das Vorhandensein von Gallenfarbstoff im Harn hat seine Ursache in krankhaften Zuständen der Leber. Im allgemeinen hat man ja beim Erkennen bestimmter Krankheitsformen des Organismus sichere Anhaltspunkte durch die Harn- und Stuhluntersuchung, denn Harn und andere Exkrete sind doch letztlich Endprodukte der Stoffwechselvorgänge im tierischen Organismus. Es sind Schlacken, für die der Organismus keine Verwendung mehr hat und die deshalb aus dem Stoffwechsel ausgeschaltet werden müssen. Wir wissen, daß diese Stoffe nicht wertlos sind, denn einmal ausgeschieden, sind sie schon wieder wichtige Glieder im Kreislauf der Stoffe in der Natur.

Die Pflanze als chemische Fabrik

Jeder Organismus vermehrt seine lebende Substanz, solange er sich entwickelt. Er benötigt Baustoffe und muß sie im Baustoffwechsel verarbeiten. Daneben braucht er ständig Betriebsstoffe. Aufnahme und Weiterverarbeitung der Bau- und Betriebsstoffe bezeichnen wir als Ernährung. Die Pflanze bezieht das wichtigste Element, den Kohlenstoff, durch ihre Blätter. Alle anderen Stoffe nimmt sie durch die Wurzelhaare mit der Bodenlösung auf. Nur in besonderen Fällen nimmt sie auch Wasser und darin gelöste Mineralsalze durch die Blätter auf. 170 Milliarden Tonnen Kohlenstoff werden jährlich von den grünen Pflanzen durch Assimilation in organische Verbindungen umgewandelt, je ha Erdoberfläche also 3 Tonnen. In 30 Jahren Assimilationstätigkeit wäre der Kohlendioxidvorrat der Luft erschöpft. Bedenken wir doch, daß 1 m^2 Blattfläche der Sonnenblume in 1 Stunde das Kohlendioxid von 3 m^3 Luft verbraucht. Das sind 900 cm^3. Daraus entstehen $^1/_2$ bis 1 g Traubenzucker.

Wir wissen heute, daß sich in der Pflanzenzelle die Bildung des Traubenzuckers nach der Gesamtgleichung

$$6\,CO_2 + 6\,H_2O + \text{Energie} \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2$$

vollzieht. Der Vorgang heißt Photosynthese, denn die dafür notwendige Energie entstammt dem Sonnenlicht.

Diese Absorption der Lichtenergie und ihre Übertragung an die miteinander reagierenden Stoffe bewerkstelligt die Zelle mit Hilfe des Blattgrünfarbstoffes, des Chlorophylls. Es ist in Form mikroskopisch kleiner Farbstoffkörner in der Pflanzenzelle enthalten. Durch die Kornstruktur wird eine Oberflächenvergrößerung erreicht, die sich wiederum günstig auf die Reaktionsgeschwindigkeit auswirkt. Die 180 g Chloro-

phyll einer über hundertjährigen Buche sind zum Beispiel auf 50 Billionen Körner verteilt und haben eine Oberfläche von 18 000 bis 20 000 m^2. Die Oberfläche der 200 000 Blätter beträgt dagegen nur 1220 m^2.

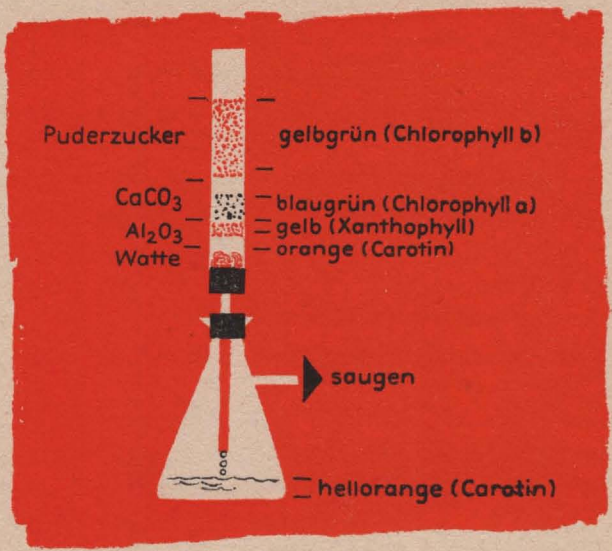
Das Chlorophyll ist ein Stoffgemisch. Wir wollen eine Methode kennenlernen, durch die wir die einzelnen Farbstoffe voneinander trennen können. Das von dem russischen Botaniker Tswett im Jahre 1906 vorgeschlagene Verfahren heißt Chromatographie. Es beruht auf der Fähigkeit pulverförmiger Stoffe, gelöste Farbstoffe verschieden stark festzuhalten, zu adsorbieren. Die Adsorptionsmittel dürfen selbstverständlich mit den Lösungsmitteln der Farbstoffe keinerlei Reaktionen eingehen und von ihnen auch nicht gelöst werden.

Trennung der Blattgrünfarbstoffe durch Säulen- oder Adsorptionschromatographie

Wir zerreiben 10 g chlorophyllreicher Blätter (junge Brennesselblätter) mit Sand in einer Reibschale. Zur Abstumpfung der Pflanzensäure können wir eine Spatelspitze feingepulvertes Kalziumkarbonat zusetzen. Den Brei übergießen wir in einem gut verschließbaren Gefäß mit einer Mischung von 45 ml Leichtbenzin (Gasolin), 5 ml Benzol und 15 ml Methanol (Feuersgefahr!). An Stelle der Benzin-Benzol-Methanol-Mischung können wir auch 50 ml Propanon nehmen. Die Mischung bleibt mindestens eine Stunde im Dunkeln stehen, von Zeit zu Zeit schütteln wir sie um. Währenddessen können wir uns die Adsorptionssäule stopfen. Wir verwenden ein 18 bis 20 cm langes Glasrohr von 8 bis 15 mm Durchmesser, das wir mit einem einfach durchbohrten Stopfen verschließen. Eine Schicht Gaze und Watte über dem Stopfen soll das Durchfallen der feinpulvrigen Adsorptionsmittel verhindern, die wir nun mit einem Glas- oder Holzstab sehr fest eindrücken. Zuerst kommt eine 2 bis 3 cm hohe Schicht von frisch geglühtem Aluminiumoxid, dann 4 cm hoch feinpulvriges Kalziumkarbonat (pulverisierter Marmor im Porzellantiegel getrocknet) und schließlich 6 cm hoch pulverisierter trockener Puderzucker. Eine einfachere Säule enthält als unterste Schicht 3 cm hoch frisch geglühtes Aluminiumoxid und darüber, durch einen Wattepfropfen getrennt, 10 cm hoch ungeglühtes Aluminiumoxid. Eine Rohrfüllung, die nur aus Puderzucker besteht, liefert auch schon einigermaßen befriedigende Ergebnisse.

Nun trennen wir die Chlorophyllösung durch Filtrieren von den Zellresten und vom Sand. Sie sieht im durchscheinenden Licht smaragdgrün aus, im auffallenden fluoresziert sie prachtvoll rot. Aus der Lösung

müssen wir noch das Methanol abtrennen. Beim Schütteln mit Wasser bilden sich zwei Schichten aus. Die Benzol-Benzin-Schicht kann von der farblosen Methanol-Wasser-Schicht im Scheidetrichter oder durch einfaches Absaugen mittels einer Pipette getrennt werden.



Das Adsorptionsrohr setzen wir nun auf eine Saugflasche auf, die wir an die Wasserstrahlluftpumpe anschließen, und saugen einige Milliliter Benzin hindurch. Anschließend wird bei gleichbleibendem Sog die Chlorophyllösung nachgegossen. Wir achten darauf, daß wir nicht zuviel Lösung hindurchsaugen und diese auch nicht zu konzentriert ist. Wir beobachten, daß sich in der Säule verschiedenfarbige Zonen ausbilden, während am Ende des Rohres eine gelbliche Lösung austritt. Anschließend werden nochmals 10 bis 15 ml Benzin-Benzollösung (4:1) durchgesaugt. Die Farbzonen verbreitern sich dadurch. Dieser Vorgang wird als „Entwickeln" bezeichnet.

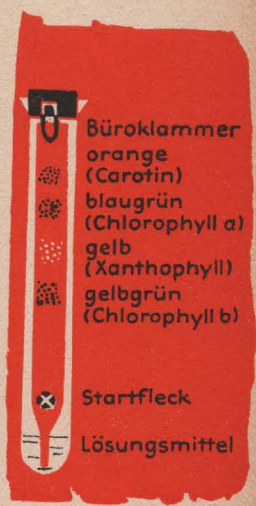
Wir erkennen nun in der Säule 4 Zonen verschiedener Farbigkeit. Die obere, gelbgrüne Zone enthält das Chlorophyll b, die blaugrüne darunter das Chlorophyll a. Im Aluminiumoxid wurde das gelbe Xanthophyll und darunter das orangefarbige Carotin festgehalten. Carotin ist uns als Farbstoff aus den Wurzeln der Möhre bestens bekannt. Besteht die Adsorptionssäule nur aus Puderzucker, so wird das Carotin nicht festgehalten, es tropft in die Saugflasche. Das kann uns übrigens bei der zuerst geschilderten Säule auch passieren. Wer die Säule mit einem Stab vorsichtig aus dem Glasrohr herausstößt, kann sie in die

einzelnen Zonen trennen und aus diesen mit organischen Lösungsmitteln die verschiedenen Farbstoffe auswaschen.

Im Jahre 1944 entwickelten englische Chemiker eine einfachere chromatographische Methode. Sie gestattet zugleich den Nachweis geringster Substanzmengen. Bei diesem Verfahren erfolgt die Trennung auf einem Papierstreifen, in dem man die Lösung entlangwandern läßt. Wir wollen uns auch ein solches „Papierchromatogramm" anfertigen.

Trennung von Pflanzenfarbstoffen durch Papierchromatographie

Zunächst stellen wir uns wieder eine Farbstofflösung her. Bei der Papierchromatographie kommen wir aber mit 10 bis 15 Tropfen Lösung aus. Es genügt also, 2 kleine Blätter zu zerreiben und mit 1 bis 2 ml Propanon (Azeton) auszuziehen.
Schwierigkeiten bereitet die Wahl des richtigen Adsorptionspapiers, denn gute Ergebnisse können nur bei Verwendung reinen Baumwollpapiers erzielt werden. Der VEB Spezialpapierfabrik Niederschlag im Erzgebirge stellt Papiere her, die für die Chromatographie gut geeignet sind. Es handelt sich um die Sorten WF 1 — schnell laufend — und WF 14 — mittelschnell laufend —. Wer keins von beiden erhalten kann, wird sich mit einem guten Filterpapier behelfen müssen.
Von den bekannten papierchromatographischen Verfahren — aufsteigend, absteigend, Rundfilterverfahren — möchten wir nur das aufsteigende Verfahren der Keilstreifenpapierchromatographie besprechen. Wir schneiden 1 cm breite Papierstreifen, die sich an einem Ende verjüngen und in eine Zunge auslaufen. Über der keilartigen Verjüngung markieren wir uns mit Bleistift einen Startpunkt. Dort tropfen wir mehrfach hintereinander unseren Rohchlorophyllextrakt auf, lassen aber jeden Tropfen einzeln eintrocknen und achten darauf, daß der Startfleck nicht zu groß wird. Zum Tropfen verwenden wir deshalb eine Pipette mit fein ausgezogener Spitze. Das Trocknen der Streifen kann auf einer angewärmten Metall- oder Asbestplatte beziehungsweise im Trockenschrank erfolgen. Wir müssen so lange auftropfen, bis an der Startstelle ein kräftig grüner Fleck entstanden ist. Den Papierstreifen hängen wir in einem Reagenzglas auf, daß die Zunge 1 cm tief in das im Glas befindliche Lösungsmittel (Petroläther, Methylbenzol, Benzin) eintaucht. Das durch Kapillarwirkung im Papier aufsteigende Lösungsmittel nimmt die Farbstoffe mit. Diese laufen verschieden rasch durch das Papier hindurch. Am langsamsten wandert das gelbgrüne Chloro-



phyll b, rascher das Xanthophyll und noch schneller das blaugrüne Chlorophyll a. Mit der Lösungsmittelfront bewegt sich das gelbe bis orangefarbige Carotin. Die Versuchsdauer beträgt 2 bis 3 Stunden.

Sehr schöne Ergebnisse erhalten wir auch bei der Untersuchung von Extrakten nichtgrüner Blätter (Rotkraut, Rotbuche). Das Auftreten grüner und gelber Flecke im Chromatogramm zeigt uns, daß die Chlorophyllfarbstoffe nur durch kräftige rote oder violette, die zur Gruppe der Anthocyane gehören, überdeckt waren. In den Blüten von Kornblumen sind das violette Zyanidin und das rote Pelargonin enthalten. Beide sind Farbstoffe der Anthozyangruppe. Zu ihrer Trennung werden die Blüten mit Äthanol ausgezogen und die auf Papier eingetrockneten Farbstoffe mit 2n-Salzsäure chromatographiert.

Das Chlorophyll wird in der Pflanze unter dem Einfluß von Licht aus einer farblosen Vorstufe gebildet. Für seinen Aufbau ist Eisen unbedingt notwendig, obwohl Eisenatome im Chlorophyllmolekül selbst nicht enthalten sind. Durch jahrelange Arbeit einer Reihe von Forschern, unter denen besonders Willstätter und Hans Fischer hervorzuheben sind, wurde die Molekülstruktur des Chlorophylls aufgeklärt. Wir finden die Formel auf Seite 296.

Die Richtigkeit der Formel wurde dadurch bestätigt, daß es den Münchner Chemikern Dr. Strell und Dr. Kalojanoff 1960 gelang, Chlorophyll zu synthetisieren.

Bei der Lösung der Frage nach dem Ablauf der Photosynthese griffen die Wissenschaftler zur Methode der markierten Atome. Sie ließen Grünalgen in einer Atmosphäre assimilieren, die Kohlendioxid mit dem radioaktiven Kohlenstoffisotop C^{14} enthielt. Die Pflanzen wurden kurzzeitig belichtet, dann aber sofort abgetötet. Es zeigte sich, daß bereits nach $^1/_2$ Sekunde Belichtungszeit in den Pflanzen Glyzerinphosphorsäure vorhanden war. Sie enthielt C^{14}-Atome und dürfte somit als erstes Assimilationsprodukt anzusehen sein.

Stärke in Blättern und in Margarine

Unseren Streifzug durch die chemische Fabrik „Pflanze" wollen wir durch einige Versuche mit dem Assimilationsprodukt Stärke abschließen. Stärke entsteht in den Blättern aus dem bereits photosynthetisch gebildeten Zucker.

$$\underset{\text{Glukose}}{n\ C_6H_{12}O_6} \longrightarrow \underset{\text{Stärke}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + n\ H_2O$$

Diese Assimilationsstärke bildet kleine Körnchen, die in den Chloro-

plasten zarter Moos- oder Farnblätter unter dem Mikroskop bei 350-facher Vergrößerung gut zu erkennen sind. In den Speicherorganen bilden die Pflanzen Stärkekörner, deren Form für die einzelnen Pflanzenarten charakteristisch ist.

Der Lebensmittelchemiker muß in der Lage sein, durch mikroskopische Mehluntersuchung auf die Art des verwendeten Getreides zu schließen. Die Untersuchung, die in den Instituten meist mit Polarisationsmikroskopen durchgeführt wird, bringt ihn gleichzeitig auf die Spur von Mehlfälschern. Es ist vorgekommen, daß hochwertige Mehlsorten durch Mischen mit Mehl aus anderen, weniger wertvollen Getreidearten gestreckt wurden. Ja, selbst Gipspulver ist früher zuweilen von betrügerischen Händlern unter das Mehl gemischt worden.

Wir besorgen uns stärkehaltige Samen verschiedener Pflanzenarten, halbieren sie und schaben mit einem scharfen Messer wenig von dem Inhalt auf den Objektträger. Dann geben wir jeweils einen Tropfen Wasser zu und verteilen die Aufschlämmung durch Ausstreichen mit einem zweiten Objektträger. Bei der Untersuchung von Kartoffelstärke brauchen wir nur einmal kurz mit einer frischen Schnittfläche über den Objektträger zu fahren. Durch vorsichtige Veränderung der Feineinstellung können wir bei Kartoffelstärke besonders gut die verschieden stark lichtbrechenden Schichten der Körner erkennen.

Stärke ergibt mit Jodlösungen eine Blaufärbung. Durch diese Jod-Stärkereaktion gelang es verschiedentlich, Butterfälscher zu entlarven, die mit Margarine gestreckte Butter verkauft hatten. Es wurde nämlich gesetzlich vorgeschrieben, daß Margarine einen Zusatz von Sesamöl enthalten muß. Dieses gibt mit Salzsäure und Furfurol eine Rotfär-

bung. Seit 1915 darf an Stelle von Sesamöl auch Kartoffelstärke verwendet werden. Die im Handel befindliche Margarine enthält davon 0,2 %.

Nachweis von Stärke in Margarine

Wir schmelzen über kleiner Flamme oder im Wasserbad etwas Margarine. Die wäßrige Schicht, die sich unter dem Fett gebildet hat, saugen wir mit einer Pipette ab und kochen sie in einem Reagenzglas mit der gleichen Menge Wasser auf. Dann lassen wir abkühlen und geben 2 Tropfen Jodlösung dazu. Die Flüssigkeit färbt sich blau.
Die Jodreaktion soll uns auch zum Nachweis von Stärke im lebenden Blatt dienen. Wir wollen beweisen, daß die Pflanze nur im Licht assimilieren kann.

Nachweis von Stärke in einem Fliederblatt

Wir bedecken am Abend ein Fliederblatt mit zwei Streifen Aluminiumfolie oder anderem lichtundurchlässigem Material. Das Blatt schneiden wir am nächsten Tag ab, nachdem es mehrere Stunden einer kräftigen Sonneneinstrahlung ausgesetzt war. Durch Einlegen in heißen Brennspiritus — 2 bis 3 Stunden — entziehen wir den Zellen das Chlorophyll. Bringen wir das Blatt anschließend in eine Jodlösung, so färbt es sich nur an den belichteten Stellen blau.

Der Agronom als Chemiker

Der berühmte französische Physiker Frédéric Joliot-Curie hat einmal errechnet, daß die Energie, die während des letzten Weltkrieges in einem Monat für Zwecke der Zerstörung aufgewendet wurde, ausreicht, um die ganze Sahara zu bewässern: 6 000 000 km² Sandwüsten, Dünen und Geröllfelder, etwa 18mal größer als Deutschland. —

Brauchen die Menschen diese Flächen?

In jeder Minute werden allein in den Ländern des sozialistischen Lagers etwa 90 Menschen geboren, in der Stunde 5400, am Tage fast 130 000. Jährlich werden auf der Erde ungefähr 110 Millionen Geburten gemeldet, etwa 60 Millionen Menschen sterben im gleichen Zeitraum. Im Jahre 1917 lebten 1,7 Milliarden Menschen auf der Erde, jetzt sind es 3 Milliarden. Im Jahre 2000 wird sich diese Zahl verdoppelt haben. —

Hat die Erde Brot für alle?

Auch heute gibt es noch Millionen Hungernder auf der Erde. Sie leben überall dort, wo Kolonialismus und Ausbeutung herrschen. Bei Ausnutzung der heute gegebenen Möglichkeiten könnten aber 12 bis 15 Milliarden Menschen auf der Erde ernährt werden. Viel ist noch zu tun:

Nahrungsmittel für 500 Millionen Menschen fallen jährlich tierischen und pflanzlichen Schädlingen zum Opfer.

Große Flächen der Erde sind unbebaut. In Brasilien sind es 97 % des urbaren Landes, die USA haben ihre Anbaufläche um 23 % verringert.

Es gibt Millionen landwirtschaftlich tätige Familien, die noch mit dem Holzpflug arbeiten.

Die große Nahrungsquelle Ozean ist noch nicht erschlossen. Ledig-

lich 1 % der auf der Erde vorkommenden Pflanzenarten werden für die Ernährung ausgenutzt.
Der Boden hat nur ein Zehntel der Düngermenge, die er benötigt.

Die Wissenschaft wird auch diese Probleme lösen, wird Brot für neue Millionen schaffen. An erster Stelle hilft hier die Chemie!
Synthetische Nahrungsmittel werden in der Zukunft mehr und mehr helfen müssen, vor allem den Eiweißbedarf der Menschen zu decken. Wie aus einer Statistik der UNO hervorgeht, können 2 Milliarden Menschen in Asien und Afrika ihren Bedarf an tierischem Eiweiß nur zu einem Drittel decken. Andererseits wäre es möglich, so meint der sowjetische Wissenschaftler Shaworonkow, 134 Milliarden Menschen zu ernähren, wenn alle Substanzen grüner Pflanzen genutzt werden.

Auf Liebigs Spuren

1825 brachte zum erstenmal ein Schiff eine Ladung Chilesalpeter nach Deutschland. Die Ladung wurde in Hamburg über Bord geworfen, denn niemand wußte etwas damit anzufangen.
Zur gleichen Zeit fehlte es nicht an Versuchen, die Ertragsfähigkeit des Bodens zu erhöhen. Schon bald hatte man erkannt, daß man es mit Stalldung, Jauche und Kompost allein nicht mehr schaffen konnte. Die regelmäßige Gründüngung setzte eine Dreifelderwirtschaft voraus, aber gerade von ihr wollte man abgehen. Das „Mergeln" des Bodens, wie man das Aufbringen von Sand-, Lehm- oder Tonmergel nannte, brachte nur anfangs Erfolge. Wenn die Böden „ausgemergelt" waren, gingen die Erträge schnell zurück. „Kalk macht reiche Väter, aber arme Söhne", sagte man damals. Kalk allein tut es nicht, folglich mußten andere Stoffe auf die Felder. Was wurde nicht alles vorgeschlagen: allerlei pflanzliche und tierische Abfälle, zerkleinerte Lumpen, Lederreste, zermahlene Federn, ja, von einer Seite kam sogar der Vorschlag, künftig die Toten auf den Feldern zu begraben.
Allen Urhebern dieser Gedanken fehlten die Kenntnisse darüber, was die Pflanzen denn eigentlich zu ihrem Wachstum brauchen. Das setzte aber eine systematische Beschäftigung mit den Organismen und ihrer Umwelt voraus, mit dem Boden, in dem sie leben, mit der Luft, in der sie „atmen". Ja, atmen. Das war etwas völlig Neues, was der Holländer Ingenhousz und die Schweizer Sennebier und Saussure fanden. Pflanzen atmen Kohlendioxid aus der Luft. Aus dem Boden nehmen sie Wasser — oder gar noch mehr? Sind im Wasser vielleicht Stoffe gelöst,

die mit ihm in die Pflanzen wandern? Auf diese Frage wurde schon wenig später eine Antwort gefunden. Justus von Liebig schrieb als zwanzigjähriger Student in Paris eine Abhandlung über das Verhältnis der Mineralchemie zur Pflanzenchemie. Damit erwarb er an der Universität Erlangen die Doktorwürde. Liebig war es, der aus der alten Naturphilosophie eine systematische chemische Lehre und Forschung entwickelte. In seinem Laboratorium in Gießen wurde eine neue Methode der Elementaranalyse gefunden, mit deren Hilfe man die Zusammensetzung organischer Verbindungen ermitteln kann. So wurden die Elemente Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff in jeder Pflanze nachgewiesen. Als Liebig die Pflanzenaschen analysierte, fand er darin Verbindungen weiterer Elemente, unter ihnen Kalium, Kalzium, Magnesium, Phosphor, Schwefel, Eisen und Silizium. Sie konnten nur aus dem Boden stammen. Bodenanalysen bestätigten dort ihr Vorhandensein.

Nun setzte Liebig Stein auf Stein: Die Pflanzen entziehen dem Boden ständig mineralische Stoffe — der Mensch schafft die Pflanzen vom Acker fort — der Boden verarmt an Mineralien — die Erträge sinken. „In seinen Feldfrüchten verkauft der Bauer sein Feld." Der Chemiker aber soll dem Bauer sein Feld zurückgeben, er soll ihm die mineralischen Nährstoffe liefern, die mit den Früchten weggetragen werden. Durch eine künstliche Düngung soll der Nährstoffentzug durch eine gleich große Nährstoffzufuhr ausgeglichen werden.

Im Vordergrund stehen die Elemente Kalium, Phosphor, Kalzium und, wie Liebig erst später erkannte, auch der Stickstoff, denn an ihnen verarmt der Boden am meisten. Die „Agrikulturchemie", wie der Kurztitel des 1840 erschienenen Buches „Die organische Chemie in ihrer Anwendung auf Agrikultur und Physiologie" heißt, leitete eine neue Epoche in der Landwirtschaft ein.

Wieviel Mineraldünger auf den Acker gebracht werden muß, das konnte Liebig freilich noch nicht sagen. Wir wissen, daß das von vielen Faktoren abhängt. Ein wichtiges Gesetz konnte er aber der Mineraldüngung voranstellen, das „Gesetz vom Minimum". Es besagt, daß jeder Nährstoff in ausreichender Menge vorhanden sein muß. Fehlt auch nur ein Nährstoff oder ist er in nicht genügender Menge vorhanden, so kann der Mangel nicht durch einen Überschuß an anderen Nährstoffen ausgeglichen werden. Deshalb auch „Gesetz vom Minimum", da die Größe des Ertrages von dem Nährstoff abhängt, der in geringsten Mengen, im Minimum also, vorliegt.

Aus der Praxis war die Theorie entstanden, jetzt galt es, ihre Richtigkeit in der Praxis zu bestätigen. Liebigs „Patentdünger", eine Mischung aus Kali und Phosphorsäure, wurde erstmals in England hergestellt und

angewendet. Die Erfolge blieben aus, denn Liebig hatte den Stickstoff in seinen Dünger nicht mit aufgenommen. Er war der Ansicht, daß die Pflanze diesen Stoff der Luft entnehmen könne. Schließlich brachten ihm eigene Versuche auf einem Stück Land, das er in Gießen erworben hatte, restlose Klarheit. Liebig korrigierte seine alte Ansicht über die Rolle des Stickstoffs. Schon die ersten Versuche brachten Erfolge. Die Agrikulturchemie hatte den ersten großen Sieg errungen. Die Ernteerträge stiegen jetzt schneller als die Bevölkerungszahl. Die Wissenschaft hatte das Brot für Millionen von Menschen geschaffen. Eine gewaltige neue Industrie entstand, die Düngemittelindustrie, und zur Zeit werden in der DDR jährlich etwa 5 Millionen Tonnen Düngemittel in den Boden gebracht.

Analyse der Düngemittel

Wer in einem Fremdwörterbuch das griechische Wort „Analysis" nachschlägt, der findet es übersetzt und erklärt mit „Auflösung, Zergliederung, Zerlegen eines Körpers in seine einzelnen Stoffe".
Jeder, der in die Chemie oder in ihr verwandte Wissenschaften eindringen will, muß mit den Methoden der chemischen Analytik vertraut sein und muß sich Fertigkeiten im analytischen Arbeiten erwerben. Jeder Studierende der Hoch- und Fachschulen der chemischen Richtung muß nachweisen, daß er eine bestimmte Zahl qualitativer und quantitativer Analysen mit Erfolg durchgeführt hat, das heißt, daß er chemische Verbindungen oder Stoffgemische auf die Art der vorhandenen Atome oder Atomgruppen beziehungsweise auf ihre mengenmäßige Zusammensetzung untersucht hat.
Über die Durchführung der Analysen gibt es umfangreiche Literatur. Das Ziel dieses kleinen Abschnitts soll es lediglich sein, einen Überblick über die wichtigsten Einzelreaktionen zu geben, die für das Erkennen der in unseren Düngemitteln vorkommenden Ionen von Bedeutung sind. Einige Reaktionen werden uns noch aus den vorhergehenden Kapiteln in Erinnerung sein.
Viele analytische Reaktionen beruhen darauf, daß man zu einer Probe der unbekannten Substanz oder zu ihrer Lösung einen oder mehrere Stoffe gibt. Die eintretende Reaktion ist häufig mit einer Farbänderung, der Bildung eines Niederschlages oder einer Gasentwicklung verbunden. In den Lösungen liegen die Metalle als positiv geladene Ionen, als Kationen — zum Beispiel K^+, Na^+, Ca^{++}, Mg^{++} — vor, während

die Ionen der Nichtmetalle und der Säurereste, die Anionen, eine negative Ladung tragen — zum Beispiel Cl^-, SO_4^{--}, CO_3^{--}, PO_4^{---}.
Bei den meisten Düngemitteln gelingt uns die Herstellung einer wäßrigen Lösung. Haben wir keinen Erfolg, so versuchen wir es mit anderen Lösungsmitteln in folgender Reihenfolge: verdünnte Salzsäure, konzentrierte Salzsäure, verdünnte Salpetersäure, konzentrierte Salpetersäure, Königswasser (3 Teile konzentrierte Salzsäure, 1 Teil konzentrierte Salpetersäure).
Diese Lösungen sind allerdings nur für die Analyse der Kationen geeignet. Für die Anionenanalyse nehmen wir die wäßrige Lösung oder bereiten uns einen Sodaauszug, wenn es sich um wasserunlösliche Substanzen handelt. Den Sodaauszug erhalten wir, wenn wir etwa $^1/_2$ g der gut pulverisierten Substanz zu 25 ml verdünnter Sodalösung — 2 g analysenreine Kristallsoda in 25 ml destilliertem Wasser — geben und 10 Minuten über kleiner Flamme kochen. Die Verdampfungsverluste müssen durch Zugießen von Wasser ersetzt werden. Der unlösliche Rückstand wird durch Filtrieren von dem Auszug getrennt. Wir kommen selbstverständlich auch mit wesentlich geringeren Substanzmengen aus. Das sollten wir uns überhaupt zum Prinzip bei den Einzelreaktionen machen; dort genügen oft schon einige Tropfen. Es empfiehlt sich dann allerdings die Verwendung der kleineren und zugleich billigeren Halbmikroreagenzgläser.

Nachweis der Kationen

Ammoniumionen, NH_4^+

Einige Körnchen fester Substanz im Glührörchen (einseitig zugeschmolzenes Glasröhrchen) erhitzt, ergeben ein weißes Sublimat. Außerdem tritt Geruch nach Ammoniak auf. Er ist besonders kräftig, wenn der Substanz die gleiche Menge wasserfreie Soda zugesetzt wurde.
Zum weiteren Nachweis geben wir auf ein Uhrglas zu der Substanz einige Tropfen verdünnte Natronlauge. Darüber decken wir ein zweites Uhrglas, an dessen Innen- und Außenseite je ein Streifen feuchtes rotes Lackmuspapier kreuzförmig angedrückt ist. Das Lackmuspapier auf der Innenseite färbt sich blau. Die Natronlauge hat die leichter flüchtige Base Ammoniumhydroxid aus ihren Salzen verdrängt.
Die übrigen Kationen der Düngemittel gehören zu den Metallen; ihr Nachweis wurde im Abschnitt „Metalle" behandelt.

Nachweis von Anionen

Karbonate, CO_3^{--}

In einem kleinen Reagenzglas übergießen wir etwas der festen Substanz mit verdünnter Salz- oder Äthansäure. Dann setzen wir einen Stopfen auf, in dem ein zweifach gebogenes, zur Spitze ausgezogenes Gasableitungsrohr steckt. Das entstehende Gas leiten wir in Kalk- oder Barytwasser. Ein sich dort bildender Niederschlag von Kalzium- oder Bariumkarbonat ist der Beweis für das Vorhandensein von Kohlendioxid.
Bei geringen Substanzmengen verfahren wir im Halbmikromaßstab so, wie es im Abschnitt „Versuche mit Kohlendioxid" geschildert wurde.

Chloride, Cl^-

$^1/_2$ bis 1 ml der wäßrigen Lösung oder des Sodaauszuges säuern wir mit verdünnter Salpetersäure an — mit Lackmus prüfen — und tropfen anschließend 1%ige Silbernitratlösung zu. Es fällt ein käsiger, weißer Niederschlag von Silberchlorid aus.

Sulfate, SO_4^{--}

Sulfate werden mit Bariumchloridlösung nachgewiesen. Wir säuern diesmal mit verdünnter Salzsäure an und tropfen dann das Reagens zu. Es fällt weißes Bariumsulfat aus.

Nitrate, NO_3^-

Im Reagenzglas säuern wir $^1/_2$ ml der zu untersuchenden Lösung mit verdünnter Schwefelsäure an und versetzen mit $^1/_2$ ml einer frisch bereiteten, konzentrierten Lösung von Eisen(II)-sulfat. Die Mischung unterschichten wir mit 1 ml konzentrierter Schwefelsäure, indem wir das Glas schräg halten und die Schwefelsäure vorsichtig an der inneren Wandung herunterfließen lassen. An der Trennungsfläche der beiden Flüssigkeiten bildet sich ein dunkler Ring. Er besteht aus Nitrosoeisen(II)-sulfat. Sollte die Ringbildung durch Einfluß störender Ionen unterbleiben, so müssen wir die Probe mit etwas Äthanol kochen und dann erneut prüfen.

Phosphate, PO_4^{---}

Wir lösen eine Spatelspitze Ammoniummolybdat — $(NH_4)_2MoO_4$ — in wenig Wasser auf und setzen tropfenweise so lange konzentrierte Salpetersäure zu, bis der sich anfangs bildende weiße Niederschlag von

Molybdänsäure wieder gelöst ist. Dann säuern wir die zu untersuchende wäßrige Lösung des Düngers mit wenig Salpetersäure an und gießen die beiden Lösungen zusammen. Es bildet sich ein gelber Niederschlag, der aus der kompliziert aufgebauten Komplexverbindung Ammoniummolybdatophosphat besteht. Bei geringer Phosphatkonzentration entsteht der Niederschlag erst beim Erwärmen (Temperatur nicht über 50 °C).

Ein anderer Nachweis beruht auf der Bildung des schon beschriebenen Magnesiumammoniumphosphates (siehe Mg^{++}-Nachweis). Wir mischen gleiche Teile verdünnter Magnesiumchlorid- und Ammoniumchloridlösung und versetzen noch mit einigen Tropfen konzentrierter Ammoniaklösung. Wenn wir nun die Phosphatlösung zugeben und leicht erwärmen, so entsteht ein kristalliner weißer Niederschlag.

Der Phosphatnachweis unterliegt zahlreichen Störungen, über die man sich in der Spezialliteratur unterrichten kann.

Damit wollen wir unseren Streifzug durch die chemische Analytik abbrechen. Wer sich mit ihr näher beschäftigen will — und das sei jedem „wirklichen Chemiker" dringend geraten —, der greife zu einem der vielen einschlägigen Fachbücher, zum Beispiel der „Einführung in das anorganisch-chemische Praktikum" von Gerhart Jander und Hildegard Wendt.

Chemie hilft der Landwirtschaft

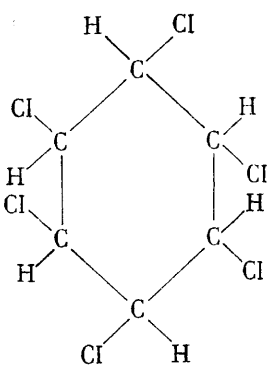
Heute fahren Großflächen-Düngerstreuer über die Felder unserer Republik, sogar Spezialflugzeuge der Interflug fliegen Streifen für Streifen der Großflächen ab. Die chemische Industrie stellt jährlich zunehmende Düngermengen bereit.

Neue Verfahren der Düngung werden in gemeinsamer Arbeit von Landwirtschaftswissenschaftlern, Chemikern und Genossenschaftsbauern entwickelt. So entstand die Düngung mit flüssigem Ammoniak. Eine Steigerung der Hektarerträge ist aber nicht allein das Ergebnis guter Düngung und richtiger Fruchtfolge. Unkräuter und Schädlinge sind die Ursache dafür, daß nur 75 % der höchstmöglichen Hektarerträge erreicht werden. Während man früher die Unkräuter vorwiegend durch Bodenbearbeitung beseitigen mußte, haben sich in den letzten Jahrzehnten mehr und mehr die chemischen Bekämpfungsmethoden durchgesetzt. Hederich-Kainit und Kalkstickstoff sind die ältesten dieser Mittel. Die Liste der Unkrautbekämpfungsmittel ist in den letzten

Jahren um Dutzende von Verbindungen erweitert worden. Zu ihnen gehört das „W 6685", ein Maisunkrautbekämpfungsmittel des VEB Farbenfabrik Wolfen, die Präparate „Ferbam" und „Ziram" als organische Fungizide (Pilzbekämpfungsmittel) vom VEB Berlin-Chemie oder auch die Herbizide „Spritz-Hormit" und „Streu-Hormin" vom VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld. Die beiden letztgenannten Präparate sind Verbindungen der 2,4-Dichlorphenoxyäthansäure. Sie vernichten alle zweikeimblättrigen Unkräuter, während die einkeimblättrigen Getreidearten unbeeinflußt bleiben.
An die Seite aller dieser Produkte treten hochwertige Erzeugnisse des VEB Fahlberg-List Magdeburg, des VEB Fettchemie Karl-Marx-Stadt und des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht".
Große Geldsummen stellt unsere Regierung auch für Entwicklung, Produktion und Erprobung von Schädlingsbekämpfungsmitteln bereit. Viele „Insektizide", wie sie genannt werden, weil es sich vorwiegend um Insektenbekämpfungsmittel handelt, sind für uns alte Bekannte. Wohl jeder ist schon mit „Mux" aus Wolfen den Fliegen zu Leibe gerückt. Wer hat nicht schon von DDT (Dichlor-diphenyl-trichlor-methylmethan) gehört, von dem bereits 10^{-8} g ausreichen, um eine Fliege zu töten! Es ist ein Kontaktgift, das nach Berührung der vergifteten Stelle in den Insektenkörper an Gelenken oder Sinneshaaren eindringt und Lähmungen hervorruft. „Gesarol" vom VEB Berlin-Chemie und „Ektolit" vom VEB Fettchemie Karl-Marx-Stadt sind DDT-Präparate.

Wir stellen ein Insektizid her

Der HCH-Wirkstoff (Hexachlorcyclohexan) ist kein Unbekannter. Hexachlorcyclohexan entsteht im Licht (Sonnenlicht, Lampe von mindestens 200 Watt mit Reflektor) durch Anlagerung von Chlor an Benzol.



Zur Darstellung von HCH leiten wir einen Chlorstrom durch Benzol. In einem Gasentwickler erzeugen wir das Chlor aus Kaliumpermanganat durch Zutropfen von Salzsäure (siehe „Experimente mit Chlor"). Wir leiten es in ein Reagenzglas mit seitlichem Ansatz von oben durch ein Rohr, das fast bis zum Boden des Glases führt, ein. An das seitliche Ansatzrohr schließen wir mittels eines Winkelrohres einen Rückflußkühler an. Er hält verdunstetes Benzol zurück. Das Reagenzglas tauchen wir in ein Becherglas mit kaltem Wasser. Durch diese Kühlung sorgen wir dafür, daß die Temperatur anfangs nicht zu schnell steigt und später nicht höher als 50 bis 60 °C liegt. (Benzol siedet bei 80,5 °C.)
Die Apparatur stellen wir im Freien auf. Das Reaktionsgefäß muß in der Sonne stehen oder an trüben Tagen mit einer 200-Watt-Lampe bestrahlt werden. Der Versuch kann nicht im Zimmer durchgeführt werden, weil erhebliche Chlormengen durch den Rückflußkühler entweichen. Nach 15 bis 20 Minuten sind an dem Einleitungsrohr die ersten Kristalle zu sehen. Wir unterbrechen die Chlorierung, wenn sich eine größere Kristallmenge gebildet hat, trennen durch Filtration die Kristalle vom restlichen Benzol und lassen sie auf dem Filterpapier trocknen.
Wollen wir unser selbst hergestelltes Insektizid, das übrigens eine Mischung von mehreren Isomeren ist, auf seine Wirksamkeit prüfen, so lösen wir zunächst wenig davon in Äthanol, Trichlormethan, Benzol, Tetrachlormethan oder Xylol (Dimethylbenzol). Mit der Lösung tränken wir einen Streifen Filterpapier und bringen diesen in ein Glas, in dem sich mehrere Fliegen befinden. Wenige Minuten nachdem die erste Fliege das Giftpapier berührt hat, wissen wir, ob wir erfolgreich gearbeitet haben.

Düngemittel und Präparate zur Schädlingsbekämpfung haben eine gewaltige Steigerung der landwirtschaftlichen Produktion und eine Verringerung der Verluste herbeigeführt. Sie sind ein überzeugender Beweis für die Hilfe der Chemiker für die Landwirtschaft. In neuerer Zeit wurden zahlreiche weitere Präparate entwickelt, die den Werktätigen unserer landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaften bei der fortschrittlichen Agrikultur eine wertvolle Unterstützung bedeuten. Hier nur einige Beispiele:
Antibiotika schützen die Jungtiere vor Infektion und helfen bei der Erfüllung der Aufzuchtpläne. Manche dieser Präparate enthalten überdies wachstumsfördernde Vitamine.
Durch Vergärung von Sulfitablaugen der Papier- und Zellstoffindustrie gewinnt man bedeutende Mengen von Hefe mit einem hohen Eiweiß- und Vitamingehalt. Dieses Nebenprodukt der chemischen Industrie hilft beim Schließen der Kraftfutterlücke.

Harnstoff und Ammoniumverbindungen können von Rindern zum Aufbau von Eiweiß verwertet werden. Die Beimengung dieser Stoffe zum Futter gewinnt neben dem Zusatz von synthetischen Aminosäuren und Proteinen immer mehr an Bedeutung.

Bei der Erhaltung des Futters über den Winter sind chemische Konservierungsmittel (Silage-Präparate) sowie keimhemmende Stoffe für Kartoffeln außerordentlich nützlich.

Die Werktätigen der Landwirtschaft und der chemischen Industrie kämpfen Seite an Seite um die Erfüllung der großen Aufgaben des sozialistischen Aufbaus. Bestimmt werden schon in naher Zukunft viele weitere neuartige Chemikalien bereitgestellt werden, an deren Entwicklung heute noch die Chemiker in den Forschungslaboratorien und die Agronomen auf Versuchsgütern arbeiten.

Das Rüstzeug des jungen Chemikers

8

Was brauchen wir?

Um die in diesem Buch beschriebenen Experimente durchführen zu können, benötigen wir kein umfangreiches und kostspieliges Laboratorium. Uns genügen vielmehr ein bescheidener Arbeitsplatz, einige billige Laborgeräte und ein kleiner Grundbestand von Chemikalien. Trotzdem müssen wir die Einrichtung unseres kleinen Labors sorgfältig planen. Nur so ist es möglich, von vornherein dafür zu sorgen, daß alle Regeln des Arbeits- und Brandschutzes sorgfältig eingehalten werden. Wenn wir unnötige Ausgaben auf der einen Seite und unangenehme Mängel auf der anderen vermeiden wollen, müssen die anzuschaffenden Geräte unseren Erfordernissen angepaßt sein. Wer ohne klares Programm ein Fachgeschäft für Laborgeräte aufsucht, wird sein Geld nur zu häufig für unnötige Spezialgeräte ausgeben, unentbehrliche und einfache Dinge dagegen vergessen. Viele kleine Geräte, die der Chemiker zwar in Spezialausführungen bezieht, lassen sich für unsere Zwecke auch durch Haushaltgegenstände vollwertig ersetzen, und andere Geräte können wir uns leicht selbst bauen.

Ähnlich steht es mit den Chemikalien. Wir wollen keine kostspielige Kuriositätensammlung und erst recht keine Auswahl von Giften zusammentragen, sondern mit einem einfachen, wohlabgewogenen Grundbestand beginnen. Art und Menge der einzukaufenden Chemikalien sind dabei genau zu überlegen. Daneben bildet die Kenntnis ihrer Gefährlichkeit und ihrer Eigenschaften eine unerläßliche Voraussetzung für die sachgemäße Lagerung und Handhabung. Diese und andere Fragen sollen im folgenden behandelt werden, und wir erwarten, daß jeder Leser diesen — ausnahmsweise sehr wichtigen — Anhang sorgfältig studiert.

Der Arbeitsplatz

Viele unserer Leser werden im Kollektiv experimentieren, beispielsweise in einer Schülerarbeitsgemeinschaft, in einer Station Junger Techniker und Naturforscher usw. Diesen Lesern wird im allgemeinen ein Laborraum zur Verfügung stehen, der von einem Fachmann eingerichtet worden ist. Unsere Ausführungen zum Arbeitsplatz können sich daher auf die jungen Chemiker beschränken, denen solche Möglichkeiten noch nicht gegeben sind und die daher einzeln oder in kleinen Gruppen zu Hause experimentieren wollen.

Grundsätzlich eignet sich jede Ecke in einem Wohn- oder Nebengebäude für unser Vorhaben, vorausgesetzt, daß die folgenden Bedingungen erfüllt sind:

Die Räume dürfen keine Bretterwände haben und auch nicht zur gleichzeitigen Aufbewahrung leicht brennender Gegenstände dienen. Ein chemisches Experimentieren in Holzschuppen oder gar in Dachkammern, Garagen usw. ist daher sträflicher Leichtsinn und selbstverständlich streng verboten.

Da bei vielen Experimenten unangenehm riechende, beißende oder sogar giftige Gase und Dämpfe auftreten können, ist dafür zu sorgen, daß der Arbeitsplatz ausreichend belüftet werden kann. Er sollte also in der Nähe eines Fensters liegen, das bei den Versuchen geöffnet wird, und in vielen Fällen ist für Durchzug zu sorgen. Bei allen Versuchen mit stärkerer Entwicklung von Gasen und Dämpfen haben wir ausdrücklich darauf hingewiesen, daß sie unter dem Abzug oder im Freien auszuführen sind. Häufig bietet ein gemauerter Balkon für solche Versuche günstige Voraussetzungen.

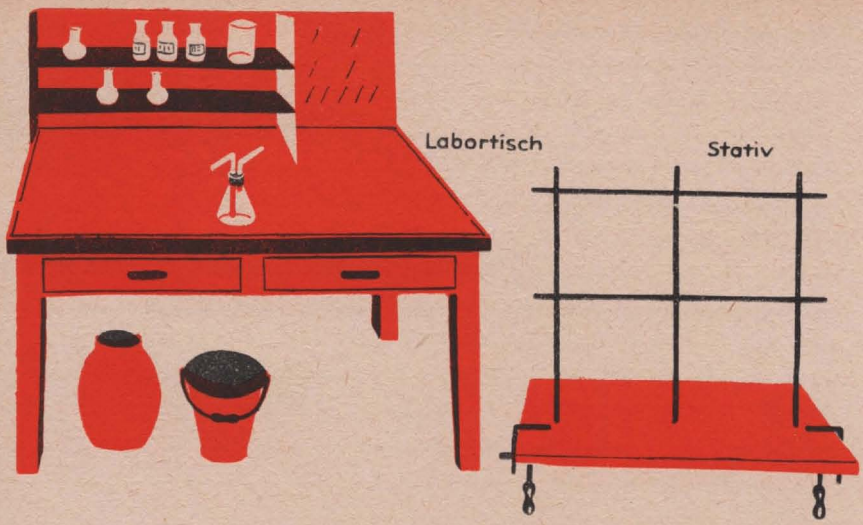
Sehr wünschenswert ist natürlich die Nähe eines Wasser- und eines Gasanschlusses oder bei elektrischen Heizern die Nähe einer Steckdose. Eine lange Gasleitung ist auf alle Fälle zu vermeiden, und ein langer Wasserweg kann sehr unangenehme Überraschungen bringen, wenn der Schlauch nicht einwandfrei ist. Für kleinere Versuche mit Wasserkühlung genügt meist ein hochgestelltes großes Gefäß (Eimer), aus dem das Wasser über einen Saugheber ausströmt und in einem unten aufgestellten Gefäß aufgefangen wird. Bei einem solchen Behelf muß man natürlich für die rechtzeitige Auffüllung des Reservoirs sorgen.

Wenn wir nun — nach eingehender Absprache mit unseren Eltern — eine geeignete Ecke gefunden haben, können wir darangehen, den Arbeitsplatz einzurichten. Um Schäden an den Möbeln und sonstigen Einrichtungen zu vermeiden, bauen wir uns einen kleinen Laborplatz auf. Stehen uns eine leere Ecke und ein alter Tisch zur Verfügung, so richten wir ihn als ständigen Labortisch her. Müssen wir auf einem

Tisch experimentieren, der auch zu anderen Zwecken benutzt wird, so fertigen wir uns ein sogenanntes „Arbeitsbrett" an. Das ist eine Holzplatte (vielleicht ein alter Kuchendeckel), die wir mit entsprechender Abwandlung genauso herrichten wie die Platte des nachfolgend beschriebenen einfachen Labortisches.

Vorschlag zur Gestaltung eines Labortisches

Ein beliebiger alter Tisch, dessen Fläche wenigstens 1 Quadratmeter betragen sollte, muß als erstes beschafft werden. Wir prüfen ihn sorgfältig auf Stabilität, denn wacklige Beine bilden natürlich bei späteren Experimenten eine erhebliche Gefahrenquelle. Am wichtigsten ist nun die Zurichtung der Tischplatte. Labortische sollen eine säurefeste Oberfläche besitzen, ringsherum einen erhöhten Rand aufweisen, damit verschüttete Flüssigkeiten nicht herunterlaufen, und müssen häufig auch erhöhte Temperaturen aushalten. Als säurefester Belag ist schwer entflammbare Plastfolie (PVC) besonders geeignet. Allerdings vertragen Plaste keine hohen Temperaturen. Wir belegen daher einen Teil der Tischplatte zusätzlich mit einer wärmebeständigen Unterlage. Um einen hochgezogenen Rand zu erhalten, nageln wir auf die Ränder der Tischplatte ringsherum hohlgekehlte Holzleisten auf, die wir für wenig Geld beim Tischler erhalten. Danach streichen wir sämtliche Holzteile der Tischplatte mehrmals mit Wasserglaslösung ein, wodurch die Brennbarkeit sehr stark herabgesetzt wird. Nun beziehen wir die Tischfläche mit einem Kunststoffbelag. Am besten ist ein Stück Fußbodenbelag geeignet. Wir befestigen ihn an den Rändern mit kleinen Nägeln oder mit Fußbodenkleber, jedoch nicht zu fest, denn es kann notwendig sein, daß der Belag eines Tages erneuert werden muß. Die Fugen an den Ecken überkleben wir mit Stückchen einer alten PVC-Tischdecke.
Wir haben jetzt als Arbeitsfläche eine flache Wanne erhalten, die zwar säurefest und unbrennbar, aber nicht temperaturbeständig ist. Wir legen daher die Hälfte der inneren Fläche mit nicht zu dünnem Aluminium- oder Eisenblech aus. Noch besser ist es, auf das Blech wiederum ein Stück Asbestpappe aufzulegen. Um Brenner bei längeren Erhitzungen von der Tischplatte zu isolieren, können wir sie auf Kacheln oder Ziegel setzen, die wir zu diesem Zweck stets bereithalten.
Wer etwas mehr Aufwand treibt, kann die hintere Front des Tisches als Regal ausbilden, auf dem einige gängige Hilfsmittel aufgestellt werden. An einer Seitenwand kann auch ein Trockengestell befestigt werden. Unter den Tisch stellen wir einen Steinguttopf oder Plasteimer zur Aufnahme von Chemikalienabfällen und einen Abfallbehälter für Glas,



Filterpapier usw. Starke Säuren und Laugen dürfen wir nicht in den Ausguß gießen und feste Glas- sowie Chemikalienrückstände auf keinen Fall in den Müll schütten.

Was an unserem Arbeitsplatz stets griffbereit ist

Eine Schutzbrille oder bei mehreren Experimentierenden eine ausreichende Zahl von Schutzbrillen (hier dürfen wir auf keinen Fall sparen, Sonnenbrillen sind kein Ersatz, da sie die Augen seitlich nicht schützen).
Eine Spritzflasche, die stets mit Wasser gefüllt ist. Mit ihr können wir Säurespritzer von der Haut usw. schnell abspülen.
Ein kleiner Verbandkasten, dessen Ausstattung in der Tafel „Erste Hilfe bei Unfällen" am Schluß dieses Buches beschrieben ist.
Eine Flasche mit Essig (3%ig) und eine Flasche mit gleichfalls 3%iger Natronlösung (Natriumhydrogenkarbonat). Verschüttete Säuren und Laugen können damit durch Neutralisation leicht unschädlich gemacht werden. Die Essigflasche kennzeichnen wir mit einem roten, die Natronflasche mit einem blauen Lackring.
Eine Flasche mit 5%iger Kupfersulfatlösung. Dieses Salz ist ein schnell wirksames Brechmittel bei Vergiftungen.
Ein nicht zu kleines Gefäß (Eimer oder großes Weckglas) mit Wasser zum Brandlöschen.
Einen Kasten mit Sand und eine kleine Schaufel.

Eine Zange zum Anfassen heißer Gegenstände (Tiegelzange, Kohlenzange, nicht zu kleine Kombizange).
Alte Lappen und Filtrierpapier zum Aufwischen.
Stative — Zur unumgänglichen Ausstattung unseres Arbeitsplatzes gehören auch ein oder mehrere Stative, die zur Halterung von Apparateteilen dienen. Gerade bei größeren Apparaturen ist die richtige Befestigung sehr wichtig: Sie trägt viel zur Arbeitssicherheit, zum Gelingen des Versuches und zur Erhaltung wertvoller Geräte bei.
Im Handel sind Stative verschiedener Größe erhältlich, die aus einem eisernen Fuß und einer eingeschraubten Stativstange bestehen. Kreuzmuffen und Klemmen verschiedener Art und Größe, Ringe und andere Zubehörteile werden gleichfalls angeboten. Wir können uns aber auch selbst ein Stativ aufbauen. Der folgende Vorschlag ist leicht zu realisieren und bietet auch für größere Apparaturen ausreichende Befestigungsmöglichkeiten.
Wir beschaffen uns ein starkes Brett, das so zurechtgeschnitten wird, daß es gerade die Breite unseres Arbeitstisches einnimmt und auf den Randleisten aufliegt. Das Brett streichen wir wiederum mehrmals mit Wasserglaslösung. Nun werden, wie aus der Abbildung ersichtlich, 3 senkrechte Rundstäbe von etwa 10 mm Durchmesser und 600 bis 1000 mm Länge senkrecht in das Brett eingesetzt und gut befestigt (zum Beispiel mit Gewinde und Muttern). Am besten sind natürlich massive Eisenstäbe geeignet. Wir können sie aber auch durch Rohre (Gardinenstangen oder Lampenstäbe) ersetzen. Ferner befestigen wir 2 Querstäbe, die der Konstruktion gleichzeitig größeren Halt verleihen. Im einfachsten Fall können wir die Querstangen mit Draht haltern. Wir kerben die Stangen an der Stelle des Drahtes etwas ein, damit die Halterung nicht abrutscht. An dem so aufgebauten Stativrahmen können wir nun je nach Bedarf käufliche Kreuzmuffen mit Klemmen und Ringen anordnen. Wer im Basteln Erfahrung besitzt, kann natürlich auch einfache Klemmen selbst bauen. Das gesamte Stativ befestigen wir auf unserem Arbeitstisch durch zwei Schraubzwingen oder durch Schrauben mit Flügelmuttern.
Die Beschaffung und der Aufbau unseres Arbeitsplatzes erfordern einige Mühe und Zeit. Dieser Aufwand wird aber reichlich belohnt durch die erhöhte Sicherheit und die Zeitersparnis beim späteren Aufbau von Versuchsapparaturen.

Die einfachen Arbeitsgeräte

Die nachstehende Übersicht umfaßt alle Geräte, die bei der Durchführung der in diesem Buche beschriebenen Versuche benötigt werden. Sie soll uns keinen Schreck einflößen, denn ein sehr großer Teil der Versuche läßt sich schon mit viel einfacheren Hilfsmitteln durchführen. Wir beschränken uns auf billige und leicht erhältliche Laborgeräte und schlagen nur wenige Typen zur Anschaffung vor. Wie überall macht sich auch beim chemischen Experimentieren eine Normung bezahlt. Es ist viel besser, von einem Kolben der gleichen Größe ein Stück mehr anzuschaffen, als die verschiedensten Typen zu wählen; denn beispielsweise braucht man zu jeder Halsweite passende Gummistopfen, und die Bohrungen müssen dem Durchmesser der Glasrohre entsprechen.

Einfache Glasgeräte

Reagenzgläser sind die am häufigsten verwendeten und unentbehrlichsten Glasgeräte. Wir empfehlen die Anschaffung von 10 bis 50 Gläsern normaler Größe (16/160 mm, Preis je Stück: 0,05 M). Wenigstens 5 der Gläser sollten aus schwerschmelzbarem Glas sein (Preis je Stück: 0,10 M).

Halbmikroreagenzgläser sind kleiner und billig. 50 Stück kosten etwa 1,45 M. Versuche in diesen Gläschen helfen Chemikalien sparen.

Reagenzgläser mit seitlichem Ansatz können in vielen Apparaturen mit Vorteil verwendet werden. Wir empfehlen 2 bis 5 Stück mit nicht zu kleinem Durchmesser (etwa 20 mm, Preis je Stück: 0,60 M).

Glasrohr aus leichtschmelzbarem (Thüringer) Glas wird zur Verbindung von Versuchsgefäßen ständig benötigt. Wir beschränken uns auf eine Sorte von 4 bis 5 mm lichter Weite und schaffen davon wenigstens 3 m an. 50 cm Rohr von 10 bis 12 mm liefert Stückchen zur Verbindung von dickeren Schläuchen.

Schwerschmelzbare Rohre werden für einige Glühversuche benötigt. Wir brauchen höchstens 3 Stück von je 40 cm Länge und 16 mm innerem Durchmesser. Sie sind notfalls durch Eisenrohrstücke zu ersetzen.

Weites Rohr von 40 cm Länge und 25 mm lichter Weite wird gleichfalls gelegentlich verwendet. Es genügt ein Stück der angegebenen Dimensionen, das durch den Zylinder einer Petroleumlampe ersetzt werden kann.

Glasstäbe brauchen wir 3 bis 6 Stück von einigen Millimetern Stärke und 20 bis 30 cm Länge zum Umrühren von Flüssigkeiten.

Uhrgläser sind sehr nützlich für die Untersuchung von Niederschlägen und Kristallen bei kleinen Chemikalienmengen sowie für Färbungsreaktionen. 1 Stück von 45 mm Durchmesser kostet 0,10 M.

T-Stücke und Trichter — Zwei T-Stücke aus Glasrohr von 4 bis 5 mm lichter Weite gestatten es, Verzweigungen von Leitungsverbindungen vorzunehmen. Zum Umfüllen von Flüssigkeiten und zum Filtrieren brauchen wir 3 Glastrichter, davon 2 mit 30 beziehungsweise 40 mm Durchmesser und einen größeren von etwa 150 mm Durchmesser.

Bechergläser —

100 ml Inhalt: 2 Stück (hohe Form mit Ausguß)
Preis je Stück: 0,50 M

250 ml Inhalt: 1 Stück (breite Form mit Ausguß)
Preis: 0,70 M

800 ml Inhalt: 1 bis 2 Stück (breite Form mit Ausguß)
Preis je Stück: 1,00 M

Kolben — Neben komplizierten Spezialausführungen werden insbesondere Erlenmeyer-, Rund- oder Stehkolben hergestellt. Wir empfehlen folgende Typen und Größen, die allerdings bei den meisten Versuchen gegenseitig ersetzt werden können:

Erlenmeyerkolben: 300 ml: 3 bis 5 Stück, davon wenigstens 2 mit weitem Hals
Preis je Stück: 0,60 M

500 ml: 1 bis 2 Stück (Enghals)
Preis je Stück: 0,80 M
Rund- oder Stehkolben: 250 bzw. 500 ml je 2 Stück Kurzhals
Preis je Stück: 0,60 bis 0,80 M

Bei der Anschaffung von Kolben sollte Jenaer Geräteglas bevorzugt werden, da ein Zerspringen beim Erhitzen weniger leicht eintritt.

Retorte — Jahrhundertelang Symbol der Chemie, sind die Retorten mit der Entwicklung von Schliffgeräten außer Mode gekommen. Da Geräte mit Schliffverbindungen für uns zu teuer sind und Gummianschlüsse bei sehr aggressiven Stoffen nicht verwendet werden können, brauchen wir für einige wenige Versuche eine Retorte von etwa 250 ml Inhalt. Sie ist im Anfang entbehrlich (Preis: 1,— M).

Standzylinder werden zum Auffangen von Gasen benötigt. 2 Stück von 15 cm Höhe reichen aus. Ein vollwertiger Ersatz sind Meerrettichgläser, schlanke Konservengläser usw.

Pneumatische Wanne — Eine Glaswanne ist für das Auffangen von Gasen erforderlich und eignet sich auch als Unterlage bei Versuchen, bei denen das Zerspringen eines Glases befürchtet werden muß. Günstig ist ein kleines Aquariengefäß. Wir können die Wanne jedoch ohne weiteres durch Fotoschalen aus Glas oder Kunststoff sowie durch Kunststoff- und Emailleschüsseln ersetzen.

Geräte aus Porzellan

Dünnwandige Porzellangefäße vertragen ebenso wie dünnwandige Glasgeräte ein Erhitzen, ohne zu springen.

Abdampfschalen werden zum Eindampfen von Lösungen benötigt.
70 mm Durchmesser: 1 bis 2 Stück
Preis je Stück: 0,70 M
100 mm Durchmesser: 1 Stück
Preis je Stück: 1,10 M

Porzellantiegel sind unentbehrlich zum Glühen von festen Stoffen, zum Schmelzen von Metallen usw.
30 mm Durchmesser: 2 Stück mit Deckel
Preis je Stück: 0,45 M
50 mm Durchmesser: 1 Stück
Preis je Stück: 0,65 M

Reibschale mit Pistill dient zum Pulverisieren von festen Stoffen.
Etwa 70 mm Durchmesser: 1 bis 2 Stück
Preis je Stück: etwa 2,30 M

Ersatz ist von Fall zu Fall durch einen alten Küchenmörser oder eine Eisenplatte mit Hammer möglich.

Porzellanschiffchen — 1 bis 2 Stück
Preis je Stück: 0,25 M

Meßgeräte

Bei allen exakteren Versuchen müssen die einzusetzenden Stoffmengen durch Volumen- oder Gewichtsmessung bestimmt werden. Sehr häufig ist auch eine Temperaturkontrolle während des Versuches notwendig.

Meßzylinder gestatten eine rasche, allerdings nicht sehr genaue Abmessung von Flüssigkeitsmengen. Für uns reichen sie im allgemeinen aus.

10 ml Inhalt: 1 Stück (schlanke Form)
Preis: 0,80 M
250 ml Inhalt: 1 Stück (schlanke Form)
Preis: 1,60 M

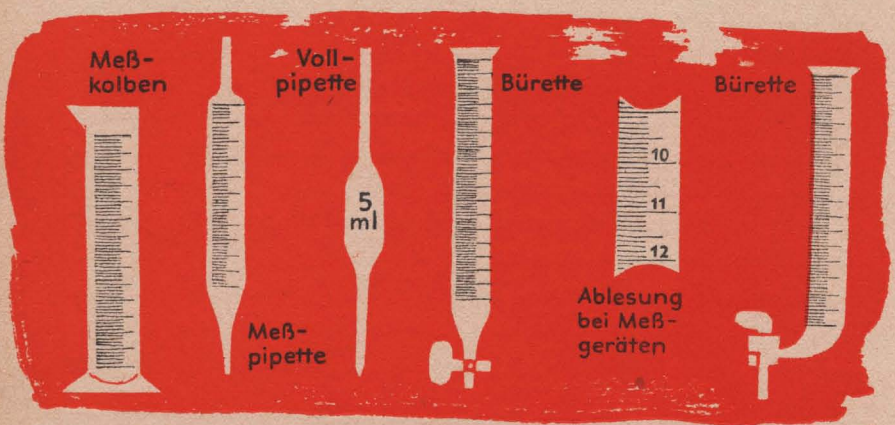
Pipette — Für sehr genaue Volumenmessungen benutzt der Chemiker Pipetten und Meßkolben. Pipetten sind geeichte, eventuell in der Mitte erweiterte Glasrohre, in die die Flüssigkeit mit dem Mund oder bei Säuren und Giften mit einem Gummiball oder einem Glaskolben eingesaugt wird. Sogenannte Vollpipetten besitzen nur einen Teilstrich, Meßpipetten dagegen eine Skala, freilich weniger genau. Uns genügt eine Meßpipette von 10 ml Inhalt zum Abmessen kleiner Flüssigkeitsmengen. (Preis: 0,95 M.) Zu beachten ist: Die Eichung bezieht sich auf die ausfließende Menge, wenn die Spitze leicht am Gefäß abgestrichen wird (nicht ausblasen!).

Bürette — Die Bürette besteht aus einem graduierten Rohr mit einem Glashahn und dient zur genau bemessenen Zugabe von Flüssigkeiten (Titrieren). Am Anfang ist eine Bürette entbehrlich und kann bei einiger Übung auch durch eine Meßpipette ersetzt werden. Wer es sich

leisten kann, kaufe eine Bürette von 25 ml Inhalt. Je nach Ausführung liegt der Preis einer einfachen Bürette zwischen 3,— und 5,— M (amtlich geeichte Büretten sind natürlich wesentlich teurer).

Thermometer — Ein Quecksilberthermometer von 0 bis 250 °C beziehungsweise von 0 bis 360 °C sollte nach Möglichkeit angeschafft werden. Einfache Ausführungen kosten etwa 6,— M. Für die meisten Versuche reicht aber auch schon ein Thermometer bis 120 °C, das bereits für 3,50 M erhältlich ist. Für die Kühlversuche verwenden wir ein Fensterthermometer.

Waage — Die Chemie wurde erst zur exakten Wissenschaft, nachdem Lavoisier und andere Chemiker sehr genaue Waagen zur Bestimmung der Substanzmengen einsetzten. Auch für unsere Versuche ist eine einfache Waage unbedingt erforderlich. Die Substanzmengen, die wir abzuwägen haben, liegen etwa zwischen 100 mg und 50 g. Selbst eine empfindliche Küchenwaage ist daher im allgemeinen zu grob, Briefwaagen sind gleichfalls nicht sehr empfindlich. Sehr schön sind die sogenannten Hornschalenhandwaagen, die an jedem Stativ aufgehängt werden können und eine Empfindlichkeit von etwa 10 mg erreichen. Sie sind jedoch nicht billig. Wer Geschick und Selbstvertrauen besitzt, sollte daher versuchen, eine einfache Waage selbst zu bauen.



Brenner, Heizplatten und Zubehör

Das Gelingen vieler Versuche ist von einer geeigneten Wärmequelle abhängig. Der klassische Heizer des Chemikers ist der Bunsenbrenner. Wer Stadtgas hat, sollte sich einen oder zwei Bunsenbrenner anschaffen. Einfache Fabrikate kosten etwa 5,— M.

Das Prinzip des Bunsenbrenners ist uns allen aus der Schule bekannt. Die heißeste Flamme wird bei voll geöffneter Luftzufuhr im äußeren, nichtleuchtenden Saum erzielt. Ist die Luftzufuhr zu groß oder der Gasdruck zu gering, so kann die Flamme „zurückschlagen", sie brennt dann mit leichtem Pfeifen im Innern des Brenners an der Gasaustrittsdüse. Das Rohr erhitzt sich dabei sehr stark, und es kann zum Verbrennen des Gummischlauches kommen. Bunsenbrenner lassen wir daher nur unter Aufsicht brennen. Beim Zurückschlagen stellen wir die Gaszufuhr ab, lassen den Brenner erst erkalten und entzünden dann neu unter verringerter Luftzufuhr.

Zum Erhitzen von Rohren ist ein Schlitzaufsatz sehr zweckmäßig. Größere Apparate (Bechergläser, Kolben usw.) können rascher auf der Flamme eines Haushaltgasbrenners erwärmt werden. Ältere Gaskocher sind heute meist leicht im Bekanntenkreis zu erhalten. Wer kein Stadtgas zur Verfügung hat, kann Spiritus-, Propan- und Benzinbrenner benutzen. Besonders kommen die als Campingartikel angebotenen Fabrikate in Frage. Spezielle Laborbrenner für Spiritus- und Benzinbetrieb sind gleichfalls erhältlich, jedoch nicht billig. Bei allen Brennern müssen die Bedienungs- und Schutzvorschriften sehr genau beachtet werden.

Elektrische Heizplatten sind zum Erhitzen von Gläsern, Kolben usw. auf mittlere Temperaturen vorzüglich geeignet. Selbstverständlich verwenden wir nur intakte, abgedeckte Platten mit einwandfreien Anschlüssen.

Direkt in der Flamme dürfen nur Reagenzgläser, Glasrohre und Tiegel erhitzt werden. Beim Erwärmen von Kolben, Bechergläsern usw. trennen wir das Gefäß von der Flamme durch ein Drahtnetz mit Asbesteinlage, unter Umständen auch durch einen Dreifuß, wenn wir nicht einen Ring mit Stiel an unserem Stativ vorziehen.

Porzellantiegel werden zum Erhitzen in Tondreiecke (Preis je Stück: 0,50 M) eingehängt. Wir kaufen sie passend zu den Tiegeln.

Ein besonders schonendes Erwärmen von größeren Glasgeräten ist mit Hilfe von Wasser- und Sandbädern möglich. Dabei wird nicht nur die Gefahr des Zerspringens herabgesetzt, sondern auch die bessere Einhaltung der vorgeschriebenen Temperatur gewährleistet. Wasserbäder für kleine Kolben und Abdampfschalen können wir uns aus alten Konservendosen leicht basteln, wenn wir nicht einfach wassergefüllte Bechergläser benutzen wollen. Als Sandbad verwenden wir eine Eisenschale (alter Tiegel, Kasserolle oder Topf), die wir mit einer 2 bis 3 cm starken Schicht aus möglichst feinem Sand füllen. Das Sandbad muß vor der ersten Verwendung gut ausgeglüht werden. Die zu erhitzenden Gefäße werden direkt auf den Sand aufgesetzt. Zu beachten ist, daß ein Sandbad die Wärme lange hält, die Apparaturen also nur sehr langsam auskühlen.

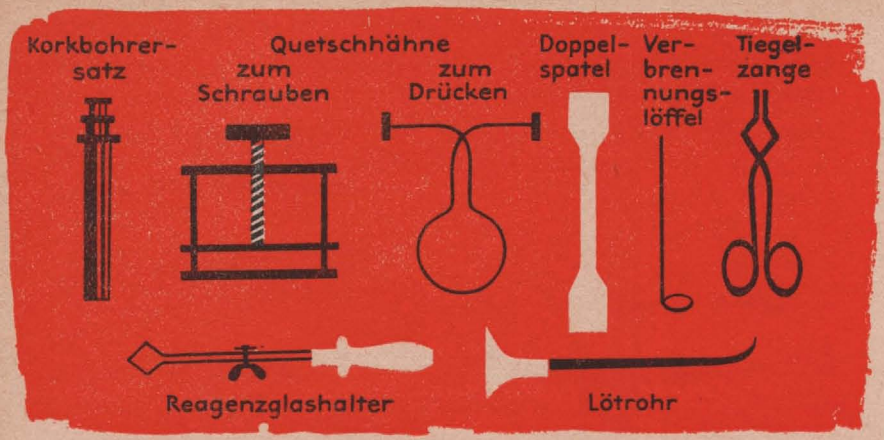
Flaschen

brauchen wir in großer Zahl und in den verschiedensten Größen zum Aufbewahren der Chemikalien und gelegentlich als Versuchsgefäße. Wir können viel Geld sparen, wenn wir gebrauchte Arzneiflaschen usw. sammeln, wobei jedoch die Reinigung einige Mühe macht. Hier hilft am besten heißes Wasser, Schrubben mit Scheuersand und Flaschenbürste und sorgfältiges Reinigen mit Haushaltreinigungsmitteln.
Milch-, Bier- und Schnapsflaschen schließen wir dagegen grundsätzlich aus, damit Verwechslungen von Chemikalien mit Nahrungsmitteln unbedingt vermieden werden. (Die Aufbewahrung von Chemikalien in derartigen Gefäßen ist gesetzlich verboten!)
Für die meisten Flüssigkeiten genügen einfache Glasflaschen mit Korkstopfen oder Schraubverschlüssen. Bei sauberen organischen Stoffen ist ein Umwickeln des Stopfens mit Aluminiumfolie zu empfehlen. Reagenzien, die tropfenweise zugesetzt werden (Indikatoren), bewahren wir in kleinen Arzneiflaschen mit Tropfverschlüssen auf (Flaschen für Nasentropfen usw.).
Für stark ätzende Chemikalien (Laugen, viele Säuren) wählen wir Gummi- oder Polyäthylenstopfen als Verschlüsse.
Konzentrierte Mineralsäuren und andere sehr aggressive Chemikalien sind in Flaschen mit Schliffstopfen aufzubewahren. Die neuerdings in zunehmendem Maße erhältlichen Polyäthylenflaschen eignen sich jedoch noch besser, da sie unzerbrechlich sind und dem Angriff aller gängigen Chemikalien, mit Ausnahme konzentrierter Schwefelsäure, widerstehen.
Pulver lassen sich in enghalsige Gefäße nur schwer einfüllen und sind

häufig gar nicht wieder herauszubekommen. Die meisten festen Stoffe bewahren wir daher in weithalsigen Pulverflaschen oder -gläsern mit aufschraubbarem Kunststoffdeckel auf.
Es ist unbedingt erforderlich, alle Flaschen einwandfrei und dauerhaft zu etikettieren und bei giftigen Stoffen ein entsprechendes Giftschild anzubringen.

Verschiedene Hilfsmittel

Stopfen aus Gummi und Kork brauchen wir mit verschiedenen Durchmessern. Gummistopfen sind verhältnismäßig teuer, sie sind jedoch für kompliziertere Apparaturen sowie für ätzende Chemikalien unentbehrlich. Die Stopfen sollen stets gut passen. Stopfen, die in das Gefäß hineinrutschen oder nur locker aufsitzen, gehören zu den häufigsten Gefahrenquellen. Wir achten daher bereits beim Einkauf von Gummistopfen auf die richtige Größe. Einschmieren mit Glyzerin erhält Gummistopfen bei längerer Lagerung im elastischen Zustand. Ein Teil der Gummi- und Korkstopfen ist mit 1, 2 oder 3 Bohrungen zu versehen, in die unsere Biegeröhren hineinpassen. Für unsere Zwecke reicht ein Korkbohrer-Satz mit 3 Bohrern. Wir können uns auch selbst einen Stopfenbohrer durch Anschärfen eines Rohres (Scheibengardinenstange) mit Hilfe einer Rundfeile anfertigen. Auch mit schnell laufenden Spiralbohrern (Bohrmaschine) lassen sich Gummistopfen sehr gut durchbohren. Wir besorgen uns auch einige durchbohrte Blechscheiben, die bei Versuchen unter hohen Temperaturen den Stopfen vor dem Ansengen schützen.
Schlauch — Wir benötigen einige Meter dünnen Schlauch zum Verbinden der Biegerohre. Er soll auf das Glasrohr straff passen.
Außerdem brauchen wir Gas- und Wasserschlauch üblicher Stärke. Die erforderlichen Mengen richten sich nach der Entfernung der Anschlüsse.
Quetschhähne — Hiervon sind wenigstens 2 Stück nötig, davon ein Hahn zum Schrauben. Preis je Stück: 0,60 beziehungsweise 1,10 M.
Spatel, Löffel, Zangen — Spatel stellen wir uns am besten selbst her, indem wir starke Aluminium- oder Eisendrähte an beiden Enden mit dem Hammer breitschlagen und die Ränder glätten.
Spezielle Plastlöffel verwenden wir zum Umfüllen von Chemikalien. Einen alten Blechlöffel können wir als Verbrennungslöffel benutzen, indem wir seinen Stiel senkrecht nach oben biegen und durch Anbinden eines Drahtes verlängern.
Zangen und Pinzetten helfen uns, Brandwunden zu vermeiden. Wir



sollten eine Tiegelzange (Preis: 1,70 M) anschaffen sowie eine Kohlenzange, eine Kombizange und eine Pinzette bereitlegen.

Reagenzglas- und Flaschenbürsten — Eine Bürste für Reagenzgläser und eine größere für Flaschen, Kolben usw. Das Fehlen von Borsten an der Spitze der Reagenzglasbürste ist die häufigste Ursache für die Zerstörung der Reagenzgläser!

Dreikantfeile — Eine Dreikantfeile brauchen wir zum Schneiden von Glasröhren.

Filterpapier wird im Labor nicht nur zum Filtrieren verwendet, sondern auch als Unterlage, zum Aufsaugen verschütteter Chemikalien usw. Wir kaufen 10 Bogen (mittelhart). Rundfilter können wir uns selbst zurechtschneiden. Kaffeefilter eignen sich nur zum Grobfiltrieren.

Magnesiastäbchen werden zur Prüfung der Flammenfärbung und für Boraxperlen verwendet. 10 Stück reichen zunächst.

Als Ersatz eignen sich die Haltedrähte, die wir aus defekten (möglichst großen) Glühlampen entnehmen.

1 Stück blaues Glas dient zum Beobachten der Flammenfärbung (Kaliumflamme). Preis: 1,90 M.

Reagenzglashalter werden in Holz- (Preis: 0,15 M) und Metallausführung (1,10 M) verkauft. Letztere sind zwar teurer, haben aber eine fast unbegrenzte Lebensdauer. Wir sollten auch stets 2 Stückchen Gasschlauch von 1 bis 2 cm Länge, die wir längs aufgeschnitten haben, bereithalten. Diese können wir auf den Daumen und den Zeigefinger der rechten Hand klemmen und damit warme Geräte anfassen.

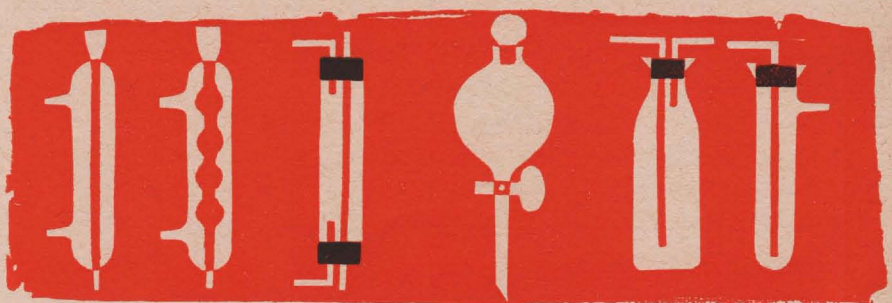
Lötrohr benötigen wir zur Erzeugung heißer Flammen auf kleinstem Raum (Preis: etwa 1,50 M).

Selbstverständlich werden wir uns außer den angeführten noch weitere Hilfsmittel zurechtlegen. Dazu gehören Drähte verschiedener Art und

Stärke, eine Schere, Holzspäne, Holzklötze zum Unterbauen, Holzklötze mit Bohrungen sowie Holzkistchen, die wir zu einfachen Reagenzglasständern umbauen, ein Filtriergestell, das wir aus starkem Draht zurechtbiegen können, einige Porzellan- und Tonscherben (auch kleine als Siedesteinchen), ein größeres Stück Holzkohle und Glaswolle.

Spezielle Geräte

Kühler — Sowohl beim Destillieren als auch beim Erhitzen unter Rückflußkühlung ist eine Kühlvorrichtung erforderlich. Als Kühlmittel wird normalerweise Leitungswasser verwendet. Daneben kann es notwendig sein, die Vorlage noch zusätzlich in eine Kältemischung einzutauchen. Glaskühler bestehen aus einem inneren Rohr, das beim Liebigkühler gerade ist, bei modernen Ausführungen zur Vergrößerung der Oberfläche jedoch mit Kugeln versehen oder schlangenförmig gebogen ist, und aus einem äußeren Mantel, der vom Kühlwasser durchflossen wird. Ein einfacher Liebig- oder Kugelkühler kostet 3,— bis 4,— M. Der Selbstbau eines Kühlers ist möglich, indem man ein weites Rohr über ein engeres schiebt und mit doppelt durchbohrten Gummistopfen befestigt. Durch die zweite Bohrung führen wir winklig gebogene Glasrohre, an die das Kühlwasser angeschlossen wird. Jeder Kühler ist so zu betreiben, daß das Wasser unten einströmt, damit der Mantel immer mit Wasser gefüllt ist. Für die im vorliegenden Buch beschriebenen Versuche können wir stets eine ebenso einfache wie effektvolle Kühlvorrichtung anwenden: Wir wickeln einfach ein Stück dünnes Bleirohr auf das zu kühlende Glasrohr spiralig auf und schließen das Bleirohr mit Schlauch an die Wasserleitung an. Wegen der großen Wärmeleitfähigkeit von Metallen ist die Kühlwirkung sehr intensiv. Dünnes Blei-



rohr erhält man aus Bleikabel (Telefonkabel) durch Herausziehen der Seele. Wir beschaffen uns vom Elektroinstallateur zwei Stücke von je 0,5 bis 1 m Länge. Ein besonderer Vorteil dieser Kühlvorrichtung ist, daß sie sich jeder Versuchsanordnung sehr leicht anpassen läßt.

Tropf- und Scheidetrichter — Tropftrichter erhalten wir aus einem gewöhnlichen Trichter, einem Glasrohr, das mit einem Schlauch angeschlossen wird, und einem Schraub-Quetschhahn.

Zum Trennen von Flüssigkeitsgemischen ist ein Scheidetrichter zweckmäßig. Er sollte ein Volumen von etwa 100 ml haben (Preis: 6,50 M). Das Trennen von Flüssigkeiten läßt sich auch im Tropftrichter oder im Reagenzglas durch vorsichtiges Abgießen oder Abpipettieren erreichen.

Waschflaschen — Zum Reinigen und zum Einleiten von Gasen basteln wir aus Reagenzgläsern, doppelt durchbohrten Gummistopfen und Glasrohrschenkeln einfache Waschflaschen. Besser sind Reagenzgläser mit seitlichem Ansatz, denn wir brauchen dann nur ein langschenkliges Rohr durch den Stopfen zu führen. Die Stopfen sollen möglichst fest sitzen, damit sie nicht bei leichtem Überdruck herausgeschleudert werden. Am besten ist es, sie mit Draht zu sichern.

Spritzflaschen — Aus je einer Gasflasche oder einem Kolben, je einem doppelt durchbohrten Stopfen und je zwei passend gebogenen Glasröhren bauen wir uns zwei Spritzflaschen. Auf jedes Austrittsrohr setzen wir mit einem Stück Gummischlauch ein kurzes, zur Spitze ausgezogenes Röhrchen. Durch Blasen in das offene Rohr erzeugen wir in der Flasche einen Überdruck, und aus der Spritze strömt ein feiner Wasserstrahl. Wir können auch, umgekehrt, das Wasser durch Neigen der Flasche aus dem nicht ausgezogenen Rohr ausgießen. Eine der Spritzflaschen füllen wir mit Leitungswasser, die andere mit destilliertem Wasser beziehungsweise mit sauberem Regenwasser.

Moderner ist es, in eine Polyäthylenflasche einen Stopfen mit geboge-

nem Steigrohr einzusetzen. Das Wasser läßt sich durch Zusammendrücken der Flasche hygienisch und dosiert entnehmen.

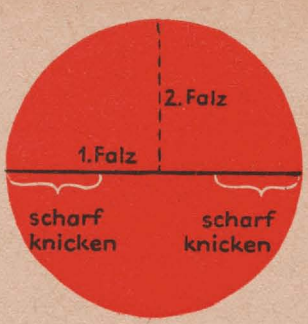
Gasentwickler — Zur Herstellung von Gasen aus einem festen Stoff und einer Flüssigkeit (etwa Wasserstoff aus Zink und verdünnter Schwefelsäure oder Kohlendioxid aus Marmorstückchen und verdünnter Salzsäure) benutzen wir einen einfachen Apparat, dessen Aufbau aus der Abbildung ersichtlich ist. Das Trichterrohr darf nicht zu kurz sein und muß ständig Flüssigkeit enthalten. Andernfalls drückt das Gas infolge seines Überdruckes die Flüssigkeit aus dem Rohr, und es kann Säure verspritzen. Vor dem Entwickeln des Gases geben wir die feste Substanz in das Gefäß und fügen dann ganz langsam die Flüssigkeit hinzu. Meist entsteht sofort eine lebhafte Gasentwicklung. Nur in einigen Fällen muß vorsichtig erwärmt werden. Auf keinen Fall dürfen wir den Leitungsweg verschließen, solange noch Gas entwickelt wird. Der Überdruck könnte sonst den Entwickler sprengen. Dagegen ist beim Einleiten von Gasen in Flüssigkeiten, in denen sie sich leicht lösen, der Quetschhahn am Gasentwickler zu schließen, sobald die Gasentwicklung aufgehört hat. Andernfalls wird das im Entwickler noch enthaltene Gas aufgelöst, und die Flüssigkeit aus dem Absorptionsgefäß strömt in den Entwickler.

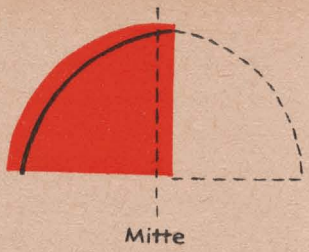
Ein gleichmäßiger Gasstrom wird durch selbständige Einregelung mit Hilfe eines sogenannten Kippschen Apparates erzielt. Eine stark vereinfachte Ausführung für kleine Gasmengen können wir uns aus einem U-Rohr, einem Halbmikroreagenzglas mit durchstoßenem Boden, etwas Glaswolle, Stopfen mit Rohren und Quetschhähnen gemäß der Abbildung selbst bauen. Zur Inbetriebnahme füllen wir das U-Rohr etwa zur Hälfte mit der Flüssigkeit und setzen dann das Reagenzglas mit der festen Substanz ein. Bei geschlossenem Hahn wird die Flüssigkeit bald von dem erzeugten Gas verdrängt, und die Gasentwicklung hört auf.

Destillationsgeräte brauchen wir für unsere Versuche sehr häufig und in verschiedenen Ausführungen, die jeweils im Text erläutert werden. Wir sollten jedoch zwei einfache Destilliervorrichtungen, eine aus zwei Reagenzgläsern und eine für etwas größere Flüssigkeitsmengen mit einem Erlenmeyerkolben und mehreren Fläschchen als Vorlagen, immer bereit haben. Zur Kühlung reicht die oben beschriebene Bleirohrschlange aus. Bei der größeren Destilliervorrichtung sehen wir ein Thermometer vor. Wir können mit ihr kleine Mengen von destilliertem Wasser selbst herstellen.

Filtriergeräte — Niederschläge werden von Flüssigkeiten im einfachsten Falle durch Absitzenlassen (Dekantieren) getrennt. Meist bleibt jedoch eine trübe Flüssigkeit zurück, so daß eine Filtration nötig ist. Ein

Filtriergestell aus Draht





Falten eines Rundfilters

einfaches Filtriergerät besteht aus einem Drahtgestell, das wir uns selbst biegen können, einem Glastrichter und einem Becherglas. Das Filter wird gefaltet in den Glastrichter eingesetzt und zunächst mit Wasser oder dem benutzten Lösungsmittel angefeuchtet. Bei voluminösen oder sehr feinkörnigen Niederschlägen werden wir häufig feststellen, daß die Lösung nur sehr langsam durch das Filter läuft. Die Poren werden von den Niederschlagsteilchen verstopft, und es läuft schließlich gar nichts mehr durch das Filter. Bei sehr feinkörnigen Niederschlägen müssen wir außerdem hartes, feinporiges Filtrierpapier verwenden, durch das die Lösung ebenfalls nur sehr langsam hindurchläuft. In solchen Fällen ist es notwendig, eine Filternutsche zu verwenden, bei der die Lösung vom Luftdruck durch das Filter hindurch in den sogenannten Filterstutzen gepreßt wird. Die Vorrichtung besteht aus der Nutsche, einer Saugflasche und einer Wasserstrahlluftpumpe.

Wasserstrahlluftpumpen sind Vakuumpumpen, die auf der Sogwirkung eines Flüssigkeitsstrahls beruhen. Eine einfache Glaspumpe ist bereits für 3,50 M erhältlich. Da zum Betrieb ein ziemlich starker Wasserstrahl erforderlich ist, müssen wir sie mit kräftigem Schlauch und als Absicherung mit fest zusammengedrehtem Stahldraht (oder mit Schraubschellen) sehr gut am Wasserhahn befestigen.

Wesentlich haltbarer und leistungsfähiger sind Pumpen aus Metall oder Kunststoff, die jedoch 11,— M kosten. Das zu evakuierende Gefäß müssen wir mit der Pumpe durch festwandigen Schlauch (Gartenschlauch oder sogenannter Vakuumschlauch) verbinden, da sich beim dünnen Schlauch die Wände zusammenziehen und die Verbindung unterbrochen wird. Alle zu evakuierenden Gefäße müssen starkwandig und einwandfrei (auch auf kleine Sprünge achten) und überall abgerundet sein, damit sie dem Luftdruck widerstehen. Erlenmeyer- oder Stehkolben dürfen auf keinen Fall evakuiert werden, da sie leicht implodieren (das heißt vom äußeren Luftdruck zerdrückt werden). Verbin-

dungen von Vakuumgeräten sind mit gut sitzenden Gummistopfen, die am besten noch mit Duosan abgedichtet werden, auszuführen. Noch geeigneter sind natürlich gefettete Schliffe.

Zwischen Wasserstrahlpumpe und Versuchsapparatur schalten wir ein starkwandiges Gefäß (Filtrierflasche) ein, damit bei einem Zurückschlagen das Wasser nicht in die Apparatur gelangt.

Aus Sicherheitsgründen tragen wir stets eine Schutzbrille, wenn wir mit Vakuum arbeiten!

Eindampfen im Vakuum oder gar Vakuumdestillationen sollten nur von solchen Lesern versucht werden, die bereits sehr eingehende experimentelle Erfahrungen gewonnen haben. Dabei ist auch unbedingt der Rat eines Fachmannes einzuholen beziehungsweise weitere Literatur nachzuschlagen.

Elektrochemische Geräte

Entsprechend ihrer hervorragenden technischen Bedeutung werden im vorliegenden Buch eine Reihe von elektrochemischen Versuchen beschrieben. Für Elektrolysen, das heißt für Zerlegung von Stoffen durch elektrischen Strom, brauchen wir eine Gleichstromquelle niederer Spannung, jedoch nicht zu kleiner Stromstärke. Zwar können einfache elektrolytische Versuche bereits mit einer Taschenlampenbatterie oder 3 bis 6 hintereinandergeschalteten Monozellen durchgeführt werden, viel leistungsfähiger ist jedoch ein Bleiakkumulator von 6 oder 12 Volt und nicht zu kleiner Ladekapazität. Viele von uns werden sich sicher eine ausgediente Motorrad- oder, noch besser, Autobatterie beschaffen können. Diese Batterien reichen für unsere Zwecke gewöhnlich noch aus, sie halten jedoch die Ladung nur noch relativ kurze Zeit. Wir müssen die Versuche daher sorgfältig vorbereiten und sie gleich nach

dem Laden der Batterie durchführen. Das Laden übernimmt jede Kfz-Elektrowerkstatt.
Wegen der geringen Spannung brauchen wir bei solchen Batterien natürlich keine Schäden beim Berühren der Drähte zu befürchten. Trotzdem muß es uns eine Selbstverständlichkeit sein, auch bei niedriger Spannung die Leitungsanschlüsse sorgfältig auszuführen. Sicher haben wir einen Freund, der Radiobastler ist und uns beraten kann. Wir weisen besonders darauf hin, daß an mangelhaften Kontakten Fünkchen auftreten können, durch die eine Entzündung brennbarer Gase (zum Beispiel Wasserstoff) erfolgen kann.
Zwischen die Elektrolysezelle und die Stromquelle sollte in den meisten Fällen ein Widerstand eingeschaltet werden. Am besten ist natürlich ein Schiebewiderstand von etwa 10 Ohm und nicht zu kleiner Belastbarkeit (1 bis 5 Ampere).
Quantitative elektrochemische Messungen lassen sich nur durchführen, wenn die Stromstärke kontrolliert wird. Wer die Möglichkeit hat, ein Amperemeter oder gar ein Multizet zu beschaffen, sollte stets den Strom kontrollieren.
Die Elektrolysezellen richten sich in ihrer Ausführung nach dem elektrochemischen Prozeß und werden im Text behandelt.

Lichtbogenversuche

Versuche mit elektrischen Lichtbögen erfordern wesentlich umfangreichere Vorsichtsmaßnahmen. Sie sind nur im Rahmen von Arbeitsgemeinschaften durchzuführen!
Ein elektrischer Lichtbogen entsteht bekanntlich, wenn zwei Elektroden aus Kohle oder Metall kurz berührt und dann auf einige Millimeter auseinandergezogen werden. Zum Entstehen eines Lichtbogens ist eine Mindestspannung von 30 bis 40 Volt erforderlich. Allerdings kann der Lichtbogen sowohl mit Gleich- als auch mit Wechselspannung betrieben werden. Die Stromstärke muß für unsere Zwecke wenigstens 3 bis 5 Ampere betragen. In den Fachräumen gut eingerichteter Schulen wird ein Wechselspannungstrafo oder eine große Batterie entsprechender Spannung und Leistung verfügbar sein. Zwischen Stromquelle und Elektroden ist auf jeden Fall ein Vorschaltwiderstand in den Stromkreis einzubauen; andernfalls kommt es nämlich zum Kurzschluß. Wegen der höheren Spannung sind bei Versuchen mit Lichtbögen alle notwendigen Schutzmaßnahmen für den Umgang mit Starkstrom zu ergreifen. Hierzu gehören: einwandfreie Anschlüsse, isolierte Kontakte und Leitungen, trockene Umgebung und isolierender Fußboden. Am

besten wird ein Gummihandschuh oder wenigstens ein anderer trokkener Handschuh getragen. Das Berühren der Elektroden ist unbedingt zu vermeiden. Bereits vor dem Zünden des Lichtbogens ist eine sehr dunkle Brille (Schweißerbrille) aufzusetzen, da die Augen sonst durch das grelle Licht schwer geschädigt werden können (Sonnenbrillen genügen nicht).

Die Bearbeitung von Glas

Glasröhren sind unentbehrlich als Verbindungsstücke beim Aufbau der verschiedensten Apparaturen. Dazu müssen die käuflichen Glasrohre jedoch zerschnitten, geglättet und gebogen werden. Jeder junge Chemiker muß sich daher einige Grundkenntnisse der Bearbeitung von Glas aneignen.

Brenner

Abgesehen vom Schneiden und Schleifen ist es bei der Bearbeitung von Glas erforderlich, die Gegenstände bis zum Erweichen des Glases zu erhitzen. Im Gegensatz zu kristallisierten Stoffen besitzen Gläser keinen scharfen Schmelzpunkt, sondern sie werden zuerst plastisch, dann zäh- und schließlich dünnflüssig. Eines der wichtigsten und schwierigsten Probleme bei der Glasbearbeitung ist es, die günstigste Temperatur einzuhalten. Zur Bearbeitung von Weichglas braucht man eine Temperatur von 450 bis 600 °C. Jenaer Geräteglas 20 und andere schwer schmelzbare Gläser lassen sich erst oberhalb 600 °C verformen.
Für viele einfache Arbeiten reicht ein starker Bunsenbrenner aus. Ein Schlitzaufsatz ist für das Biegen von Glasröhren sehr vorteilhaft. Wer stärkere Glasröhren bearbeiten oder Fertigkeiten im Ansetzen von Glasröhren und im Glasblasen erwerben will, benötigt allerdings eine Gebläselampe. Im Gegensatz zum Bunsenbrenner wird sie mit Druckluft betrieben (Glasbläser verwenden sogar einen Zusatz von reinem Sauerstoff). Für die Luftversorgung einer Gebläselampe kann man sich mit Hilfe einer Wasserstrahlpumpe ein Wassergebläse aufbauen. Auch ein Fön und manche Staubsauger eignen sich.

Schneiden von Röhren

Bei dünnen Biegeröhren ritzen wir das Glas an der gewünschten Stelle mit Hilfe einer Dreikantfeile oder eines sogenannten Glasmessers aus

gehärtetem Stahl an. Dann umfassen wir das Rohr möglichst nahe beiderseits der Ritzstelle (Anfänger sollten ein Tuch verwenden, um die Hände vor eventuellen Glassplittern zu schützen) und brechen es unter gleichzeitigem Ziehen auseinander. Nach einiger Übung erhalten wir Bruchflächen, die fast eben sind.

Vor der Verwendung von Glasröhren runden wir die scharfen Kanten an den Bruchstellen ab, indem wir das Rohr kurze Zeit in die Bunsenflamme halten. Sobald das Glas anfängt zu leuchten, runden sich die Ränder ab. Nicht abgerundete Ränder führen leicht zu unangenehmer Verletzung und schädigen außerdem Gummistopfen und Schläuche.

Beim Einführen von Glasröhren in Stopfen und Schläuche feuchten wir das Rohrende mit Glyzerin oder wenigstens mit Wasser an, um die Gleitfähigkeit zu erhöhen. Wir fassen das Glasrohr immer ganz kurz hinter dem einzuführenden Ende an, sonst entsteht ein langer Hebelarm, und es gibt leicht Bruch.

Stärkere Glasrohre können wir auf die oben beschriebene Weise nicht schneiden. Wir müssen sie „sprengen", wofür es zahlreiche Rezepte gibt, die freilich alle nicht recht zuverlässig sind. Am einfachsten ritzen wir das Rohr ringsherum gleichmäßig an. Dann halten wir einen Glasstab in die nichtleuchtende Bunsenflamme, bis das vordere Ende gelb glüht und ein zähflüssiger Tropfen entsteht. Diesen Tropfen pressen wir gegen den eingeritzten Kreis. Durch die plötzliche Erwärmung springt das Glas meist ab. Bei dünnwandigen Rohren müssen wir häufig schnell noch einen Tropfen Wasser (Speichel) an die erhitzte Stelle bringen, damit das Rohr wirklich springt. Nach dem gleichen Rezept kann man auch Böden von Flaschen usw. absprengen, doch ist eine ebene Bruchfläche Glückssache.

Biegen von Röhren

Um Röhren zu biegen, müssen wir sie bis zum zähflüssigen Zustand — aber nicht höher — erhitzen. Sie biegen sich dann schon unter dem eigenen Gewicht, wenn wir sie nur an einem Ende fassen. Wir können natürlich auch beide Enden anfassen und das Rohr außerhalb der Flamme in die gewünschte Form biegen.

Das Biegen von Glasröhren kann zwar jeder Anfänger durchführen; doch eine gleichmäßige Biegung ohne Verengungen, Verdrillungen, Wülste und andere Schönheitsfehler zu erhalten, setzt erhebliche Erfahrungen voraus. Neben der richtigen Biegetemperatur kommt es darauf an, das Glasrohr in einem nicht zu schmalen Bereich und rings-

herum, das heißt unter ständigem und gleichförmigem Drehen, bis zur geeigneten Temperatur zu erwärmen.
Bei dicken Rohren schließt man das eine Ende mit einem Stopfen und gleicht Verengungen beim Biegen durch Blasen an das offene Ende aus. Im Anfang gibt es dabei fast immer Löcher.
Übrigens müssen stärkere Rohre und erst recht alle größeren Glasgegenstände, wie Kolben usw., zuerst mit der leuchtenden Flamme unter ständigem Drehen gleichmäßig vorgewärmt werden, damit sie nicht springen. Auch das Abkühlen muß allmählich geschehen. Selbst Biegeröhren springen, wenn wir sie erhitzt auf eine kalte Unterlage legen. Wir fertigen uns zweckmäßig zwei Holzklötze mit Einkerbungen an und legen die bearbeiteten Rohre so darauf, daß sich die heißen Stellen im Zwischenraum befinden.

Ausziehen von Glasröhren

Für viele Versuche braucht man Glasröhren mit ausgezogenem Ende. Wir erhitzen das Glasrohr bis zur Zähflüssigkeit und ziehen es dann außerhalb der Flamme auseinander. Je nach der Erhitzungstemperatur und der Geschwindigkeit des Ziehens erhalten wir schlanke oder gedrungene Spitzen, wenn wir das Rohr an der Verengung auseinanderschneiden. Damit die Spitze nicht zu dünn wird, muß man hoch erhitzen und unter Drehen ganz langsam auseinanderziehen. Zieht man rasch oder auch in der Flamme aus, so erhält man feinste Kapillaren, die sich leicht zuschmelzen lassen. Weiteres Verschmelzen unter Blasen liefert ein abgeschlossenes Glasrohr.

Weitere Hinweise

Wer ein Gebläse besitzt und Interesse sowie große Ausdauer hat, kann sich auch an schwierigere Arbeiten wagen.
Um Rohre anzusetzen, muß man sie mit möglichst glatter Bruchfläche abschneiden, die zusammenzusetzenden Enden etwas trichterförmig erweitern oder bei Rohren mit unterschiedlicher Weite das eine etwas zusammenfallen lassen, dann beide Enden gleichzeitig erwärmen, außerhalb der Flamme zusammensetzen und unter Drehen, Stauchen, Ausziehen und Blasen richtig verschmelzen und in eine gleichmäßige Form bringen. Wenn Löcher oder Wülste auftreten, kann man unter Zuhilfenahme eines Glasstabes die Löcher schließen und überflüssiges Glas von Wülsten abziehen.

Ungenügendes Verschmelzen und Glaswülste führen zu Spannungen und damit später meist zum Bruch.

Seitliche Ansätze erhält man, indem das Rohr zunächst an der gewünschten Stelle durch starkes Erhitzen mit der kleinsten Gebläseflamme erweicht und dann aufgeblasen wird. Es entsteht ein dünnwandiger Glassack, der sich leicht abstreifen läßt. Das anzusetzende Stück sowie das Loch werden in der Flamme mit Hilfe einer zugespitzten Lichtbogenkohle etwas trichterförmig erweitert, dann aneinandergesetzt und unter Blasen gleichmäßig verschmolzen (zwei Enden sind natürlich vorher mit Stopfen zu verschließen).

Kugeln erhalten wir, indem wir ein Rohr ausziehen und zuschmelzen, dann unter ständigem Drehen und Neigen hoch erhitzen, bis am Ende genügend Glasmasse zusammengelaufen ist, und schließlich außerhalb der Flamme unter ständigem Drehen aufblasen.

Alle diese Arbeiten setzen aber große Geduld voraus, und anfangs sind Enttäuschungen unvermeidlich. Besser als alle Erklärungen ist es, einmal einem geübten Apparate-Glasbläser zuzuschauen.

Die wichtigsten Chemikalien

Mehr als eine Million verschiedenartigster Verbindungen sind von den Chemikern bisher untersucht worden. Selbstverständlich lernt auch der Chemiker im Laufe seines Studiums und seiner späteren Praxis nur einen verschwindend geringen Bruchteil dieser Stoffe aus eigener Erfahrung kennen. Im vorliegenden Buch beschränken wir uns auf einige hundert verschiedenartige Stoffe, die allerdings zu sehr unterschiedlichen Verbindungsgruppen gehören. Die meisten dieser Stoffe stellen wir uns im Laufe der Versuche selbst durch Aufbau, Umwandlung oder Abbau aus anderen Verbindungen her. Dabei gehören Stoffe, die wir aus dem Haushalt und dem täglichen Leben nehmen können, zu den wichtigsten Ausgangschemikalien. Wir verwenden beispielsweise Soda, Kochsalz, verschiedene Metalle, Stücke von Plastgegenständen, Essig, Brennspiritus, „Tetra", Stärke, Zucker und sogar Brennesselblätter und Blutstropfen. Die Beschaffung und Zubereitung solcher „Chemikalien" wird bei den jeweiligen Versuchen beschrieben und bedarf daher im folgenden keiner näheren Erläuterung.

Anders steht es dagegen mit den Chemikalien im engeren Sinne, mit solchen Verbindungen also, die nur in Drogerien und Apotheken oder sogar nur in Chemikalienfachgeschäften erhältlich sind. Ein großer Teil dieser Stoffe ist außerdem giftig oder wirkt ätzend, was schon beim Einkauf und bei der Lagerung beachtet werden muß. Insgesamt werden bei den hier beschriebenen Versuchen etwa hundert Chemikalien dieser Gruppe eingesetzt. Die meisten von ihnen sind leicht erhältlich. Einige speziellere Chemikalien, auf die wir nicht verzichten konnten, sind jedoch nicht immer ganz einfach zu beschaffen. Wir empfehlen den Lesern, sich in Gruppen zusammenzutun (soweit sie nicht ohnehin im Kollektiv arbeiten) und eine gemeinsame Bestellung an das Fachge-

schäft einer Großstadt aufzugeben. (Die Anschriften sind vom Chemielehrer zu erfahren.)

Wer in der Nähe eines Chemiegroßbetriebes wohnt, wird sicher auch dort Unterstützung erhalten.

Auch die erwähnten hundert Chemikalien brauchen wir am Anfang keineswegs alle zugleich. Es ist sogar viel richtiger, mit einem kleinen Grundbestand an Geräten und Chemikalien anzufangen und die Einrichtung nach und nach zu erweitern. Die meisten der Chemikalien werden nur für einen oder wenige Versuche benötigt. Viele unserer Leser werden aber schon aus Zeitgründen keineswegs alle beschriebenen Versuche ausführen können.

Eine bescheidene Anzahl von Grundchemikalien ist jedoch unentbehrlich. Dazu gehören in erster Linie einige Säuren und Basen, die wir zuerst besprechen wollen. Gerade bei diesen Stoffen ist wegen der ätzenden Wirkung und der Giftigkeit auf die richtige Lagerung und den richtigen Umgang zu achten.

Generell lagern wir alle Chemikalien (mit Ausnahme der obenerwähnten Stoffe aus dem täglichen Leben) in einem verschließbaren Schränkchen, das wir mit einer deutlich sichtbaren Aufschrift (etwa „Chemikalienschrank — Vorsicht! Gift!") kennzeichnen.

Der Schrank ist verschlossen zu halten, und Kinder dürfen auf keinen Fall an die Chemikalien gelangen. Außerdem ist dafür zu sorgen, daß die Chemikalien nicht in unmittelbarer Nähe von Gasherden, Heizkörpern, Öfen usw. gelagert werden, da einige organische Flüssigkeiten, die wir allerdings nur in kleinen Mengen verwenden, feuergefährlich sind.

Wer nur wenige Chemikalien besitzt, kann die Gefäße entweder nach Gruppen (Säuren, Basen, Salze, organische Stoffe usw.) oder alphabetisch anordnen. Bei einer größeren Anzahl ist der alphabetischen Gliederung immer der Vorzug zu geben. Salmiakgeist lagern wir am besten nicht im Chemikalienschrank, da sich mit Salzsäuredampf Nebel bilden (Ammoniumchlorid), die sich als unschöner Belag allmählich auf allen Flaschen niederschlagen.

Auf die Notwendigkeit von deutlichen Etiketten haben wir bei der Besprechung der Flaschen bereits hingewiesen. Chemikalien, die ohne Beschriftung aufbewahrt werden, sind meist so gut wie weggeworfen.

Das Etikett soll enthalten: Die genaue chemische Bezeichnung (zum Beispiel: Natriumhydroxid), den Handelsnamen (Ätznatron), die Formel (NaOH); bei giftigen, ätzenden und feuergefährlichen Stoffen entsprechende Hinweise (bei unserem Beispiel also „Ätzend! Giftig!" und Giftmarke).

(G I weiße Schrift auf schwarzem Grund, G II, G III rote Schrift auf

weißem Grund, Gefahrenklassen rote Schrift, Kl. I zusätzlich Etikett „Feuergefährlich".)

Die wichtigsten anorganischen Säuren

Konzentrierte Säuren wirken sehr stark ätzend und sind dementsprechend giftig. Wenn Säurespritzer auf die Haut gelangen, so entsteht eine schmerzende Rötung, die bei längerer Einwirkung in ein schwer heilendes Geschwür übergehen kann. Wir waschen Säurespritzer daher sofort mit viel Wasser ab und neutralisieren nötigenfalls mit der beschriebenen Natriumhydrogenkarbonatlösung. Selbstverständlich dürfen Säuren niemals mit dem Mund pipettiert werden! Beim Umgang mit konzentrierten Säuren tragen wir stets eine Schutzbrille.

Auch fast alle Kleidungsstücke werden von konzentrierten Säuren (nach längerer Zeit auch von verdünnten) zerstört. Wir tragen daher beim Experimentieren die ältesten Sachen oder einen Arbeitskittel. Einige Plaste und Gummi werden von Säuren gar nicht oder nur sehr wenig angegriffen (Säureschürzen). Eine Schürze aus PVC ist für unsere Arbeiten daher sehr zu empfehlen.

Salzsäure, Chlorwasserstoffsäure, HCl, ist eine Lösung von gasförmigem Chlorwasserstoff in Wasser. Die reine Säure ist farblos, technische dagegen durch Spuren von Eisenverbindungen gelblich gefärbt.

Die konzentrierte Salzsäure (maximal 39%ig, Dichte: 1,19 g/cm³) gibt an der Luft Chlorwasserstoff ab (stechender Geruch!), der mit Luftfeuchtigkeit Nebel bildet. Die verdünnte Salzsäure (10%ige Lösung von Chlorwasserstoff) reicht für die meisten Versuche aus und ist wesentlich harmloser als konzentrierte. Wir kaufen entweder gleich die verdünnte Säure oder stellen sie uns durch Verdünnen von konzentrierter her, wobei wir in jedem Falle die Säure in das Wasser gießen, nicht umgekehrt.

Schwefelsäure, H_2SO_4, ist eine farblose und geruchlose Flüssigkeit. Technische Schwefelsäure sieht durch Spuren von verkohlten organischen Substanzen mehr oder weniger dunkel aus.

Konzentrierte Schwefelsäure enthält 97 bis 98 % H_2SO_4 (Dichte: 1,84 g/cm³). Sie ist eine ölige, stark hygroskopische Flüssigkeit und wirkt sehr stark ätzend.

Konzentrierte Schwefelsäure ist für chemische Versuche zwar unentbehrlich, jedoch das gefährlichste Chemikal, das wir verwenden. Vor allem ist zu beachten: Beim Verdünnen immer die Säure in kleinen Portionen in das Wasser (oder in die Versuchsflüssigkeit) gießen. An-

dernfalls kommt es wegen der hohen Mischungswärme zum Verspritzen der Säure oder gar zum Zerspringen des Gefäßes.
Eine Regel besagt:
Erst das Wasser, dann die Säure, sonst geschieht das Ungeheure!
Beim Arbeiten mit konzentrierter Schwefelsäure ist unbedingt eine Schutzbrille zu tragen.
Verdünnte Schwefelsäure des Handels ist 10%ig. 29%ige Schwefelsäure ist als Akkusäure erhältlich.
Im Gegensatz zu anderen Säuren ist Schwefelsäure schwer flüchtig. Infolgedessen kann auch stark verdünnte Säure zum Beispiel auf Kleidungsstücken nach Verdunstung des Wassers schwere Zerstörungen hervorrufen.
Salpetersäure, HNO_3 — Die konzentrierte Säure des Handels ist ein Gemisch von HNO_3 mit Wasser, das maximal 69 % HNO_3 enthält (Dichte: 1,4 g/cm³). Hochprozentige Salpetersäure gibt an der Luft Gase ab, die in der verschlossenen Flasche als bräunliche Dämpfe sichtbar sind (Stickoxide). Diese Gase sind sehr giftig. Man hüte sich daher vor dem Einatmen. Konzentrierte Salpetersäure wirkt stark ätzend und oxydierend. Die Haut wird durch Salpetersäure gelb gefärbt. Diese Färbung läßt sich nicht abwaschen, verschwindet aber nach einiger Zeit.
Salpetersäure benötigen wir seltener als die anderen beiden Mineralsäuren. Wir können sie im Anfang entbehren. Verdünnte Salpetersäure stellen wir uns selbst her, indem wir die konzentrierte Säure in Wasser gießen. Salpetersäure greift auch Gummi sehr stark an. Wir dürfen sie daher nur in Flaschen mit Schliffstopfen oder in Polyäthylenflaschen aufbewahren.
Sogenannte rauchende Säuren sind besonders konzentriert, oder sie enthalten zusätzlich gelöstes Schwefeltrioxid (Oleum) beziehungsweise Stickstoffdioxid (rauchende Salpetersäure). Diese besonders gefährlichen Säuren verwenden wir nicht.

Einige wichtige Basen

Basen sind Lösungen von Alkali- und Erdalkalihydroxiden in Wasser.
Natronlauge, wäßrige Lösung von Natriumhydroxid, $NaOH + H_2O$ — Wir beziehen das feste Natriumhydroxid (Ätznatron, NaOH). Es wird in Form von Tabletten, Schuppen oder Plätzchen gehandelt. Natriumhydroxid ist außerordentlich hygroskopisch und zerfließt an der Luft nach kurzer Zeit. Zur Herstellung von Natronlauge lösen wir das Ätz-

natron in einem Becherglas vorsichtig in kaltem Wasser (starke Erwärmung). Konzentrierte Natronlauge enthält etwa 40 % NaOH. Als verdünnte Natronlauge bereiten wir uns eine 5%ige Lösung.

Die ätzende Wirkung von Laugen wird oft unterschätzt. Auf der Haut (insbesondere im Auge) wirken Laugen häufig stärker als Säuren, da sie schützende Fettschichten zerstören. Beim Umgang mit konzentrierten Laugen beachten wir daher alle Vorsichtsmaßregeln und tragen stets eine Schutzbrille.

Konzentrierte Laugen dürfen wir niemals in Flaschen mit Schliffstopfen aufbewahren, da das Glas etwas angegriffen wird und die Stopfen schon nach kurzer Zeit „festfressen". Wir verwenden daher stets Gummistopfen oder Polyäthylenflaschen.

Kalilauge, Lösung von Kaliumhydroxid in Wasser, $KOH + H_2O$, besitzt ähnliche Eigenschaften wie Natronlauge, wirkt aber wesentlich stärker ätzend und ist daher gefährlicher. Wir benötigen Kalilauge, die überdies erheblich teurer ist, im allgemeinen nicht.

Die Hydroxide der Erdalkalimetalle, insbesondere Kalzium- und Bariumhydroxid, sind in Wasser nur schwer löslich, die Lösungen besitzen jedoch gleichfalls alkalische Eigenschaften. Im Vergleich zur Natronlauge sind sie harmlos, doch sind eine schwach ätzende Wirkung und beim Bariumhydroxid die allen Bariumsalzen eigentümliche Giftigkeit zu beachten.

Kalk- und Barytwasser erhalten wir durch anhaltendes kräftiges Schütteln von Kalziumhydroxid (gelöschter Kalk) beziehungsweise Bariumhydroxid mit Wasser und anschließende Filtration durch ein feinporiges Filter.

Ammoniumhydroxid, Salmiakgeist, $NH_4OH + H_2O$, ist eine wäßrige Lösung von Ammoniak (NH_3) in Wasser. Das Ammoniumion (NH_4^+) verhält sich, obwohl es natürlich kein Element ist, ähnlich wie die Ionen der Alkali- und Erdalkalimetalle und bildet Basen und Salze. Die konzentrierte Ammoniaklösung des Handels enthält etwa 25 % Ammoniak und hat eine Dichte von etwa 0,91 g/cm^3. An der Luft gibt Salmiakgeist stechend riechendes Ammoniakgas ab, das mit Salzsäuredämpfen Nebel bildet und — wenn es in größeren Mengen eingeatmet wird — gesundheitsschädlich ist.

Wir bewahren Salmiakgeist in einer gut schließenden Flasche (Gummi- oder Schliffstopfen) direkt am Arbeitsplatz, also nicht im Chemikalienschrank, auf und stellen auch etwas verdünnten, etwa 5%igen Salmiakgeist her.

Zusammenstellung der wichtigsten anorganischen und organischen Chemikalien

Die weiteren anorganischen Chemikalien, die bei unseren Versuchen Verwendung finden, haben wir in den nachfolgenden Tabellen zusammengestellt. Dabei wurden Symbole gebraucht, die hier kurz erklärt seien:

In der Spalte „Gefährlichkeit" bedeutet

- 0 harmlos
- G I Gifte der Abteilung I (Sie werden im vorliegenden Buch nicht verwendet.)
- G II Gifte der Abteilung II
- G III Gifte der Abteilung III
- A = Alle brennbaren Flüssigkeiten, die sich nicht oder nur teilweise mit Wasser mischen lassen
- B = Alle brennbaren Flüssigkeiten, die sich mit Wasser in jedem Verhältnis mischen lassen

Gefahrenklasse:

- I = Flammtemperatur unter 21 °C
- II = Flammtemperatur 21 bis 55 °C
- III = Flammtemperatur 55 bis 100 °C

In der folgenden Spalte wird die Häufigkeit des Einsatzes des betreffenden Chemikals in den Versuchen dieses Buches skizziert. Daraus lassen sich Rückschlüsse auf die benötigten Mengen ziehen. Es bedeutet

- s selten;
- m mittlere Häufigkeit;
- h häufig beziehungsweise in größeren Mengen eingesetzt.

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Aluminium	Al	Pulver, Draht, Blech	0	m	als Pulver Al-Bronze und in vielen Fällen Feilspäne geeignet
Aluminiumoxid (Tonerde)	Al_2O_3	w. P. = weißes Pulver	0	s	—
Ammoniumchlorid Salmiaksalz)	NH_4Cl	w. P.	0	m	sublimiert beim Erhitzen
Ammoniumnitrat (Ammonsalpeter)	NH_4NO_3	w. P.	0	s	nicht in geschlossenen Gefäßen erwärmen, Explosionsgefahr
Ammoniumsulfat (Ammonsulfat)	$(NH_4)_2SO_4$	w. P.	0	m	reiner Ammonsulfatdünger verwendbar
Bariumchlorid	$BaCl_2$	w. P.	G III	m	nur in sehr kleinen Mengen (1 bis 2 g) als verdünnte Lösung in dest. Wasser zum SO_4-Nachweis
Blei	Pb	Metallstückchen	0	m	—
Bleiäthanat (Bleizucker)	$(CH_3COO)_2Pb$	w. P.	G III	s	nur in kleinen Mengen als Reagens. Herstellung: Bleistückchen mit Essigsäure übergießen
Brom	Br	rotbraune Flüssigkeit	G II	s	Bromdämpfe sehr giftig, es genügen wenige Tropfen, Aufbewahrung nur in Fläschchen mit sehr gut

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
					schließenden Schliffstopfen möglich, Stopfenrand mit Paraffin dichten!
Eisen	Fe	Pulver, Feilspäne, Draht	0	h	Feilspäne in Werkstätten zu beschaffen
Eisen(III)-chlorid	$FeCl_3$	braungelbe Brocken, hygroskopisch	0	m	Lösung herstellbar durch Auflösung von Fe-Pulver in unverdünnter HCl und späterem Zusatz von H_2O_2 bis zur Braunfärbung
Eisen(III)-oxid (rotes Eisenoxid)	Fe_2O_3	rotes Pulver	0	m	—
Eisen(II)-sulfat (Eisenvitriol)	$FeSO_4 \cdot 7\,H_2O$	hellgrüne Kristalle	0	m	Fe-Feilspäne in verdünnter H_2SO_4 lösen und nach Eindunsten auskristallisieren lassen
Eisensulfid (Schwefeleisen)	FeS	dunkler Stoff	0	m	gibt an feuchter Luft giftigen H_2S ab; Selbstherstellung auf S. 55 erläutert
Jodtinktur	Lösung von J in Alkohol	braune Lösung	0	s	wenige ml als Reagens genügen
Kaliumpyrochromat (Kaliumdichromat)	$K_2Cr_2O_7$	orangefarbene Kristalle	G III	h	—
Kaliumbromid (Bromkali)	KBr	w. P.	0	s	KBr-haltige Beruhigungsmittel als Ersatz
Kaliumchlorid	KCl	w. P.	0	m	—

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Kaliumhexazyanoferrat(II) (gelbes Blutlaugensalz)	$K_4[Fe(CN)_6]$	gelbe Kristalle	G III	s	—
Kaliumkarbonat (Pottasche)	K_2CO_3	w. P.	0	m	als Treibmittel beim Backen verwendet
Kaliumnitrat (Kalisalpeter)	KNO_3	w. P.	0	h	nicht mit brennbaren Stoffen mischen
Kaliumpermanganat (übermangansaures Kali)	$KMnO_4$	violette Kristalle	0	h	hinterläßt braune Flecke, die mit Natriumthiosulfatlösung beseitigt werden können
Kaliumrhodanid	KSCN	w. P.	0	s	sehr kleine Mengen als Reagens
Kalziumchlorid (Chlorkalzium)	$CaCl_2 \cdot 6H_2O$	farblose Kristalle, sehr hygroskopisch	0	m	vor Verwendung als Trockenmittel im Tiegel erhitzen, Rückstand pulverisieren
Kalziumkarbid („Karbid“)	CaC_2	schmutzige Brocken	0	h	trocken aufbewahren
Kalziumkarbonat	$CaCO_3$	w. P.	0	h	sowohl Pulver als auch Marmorstücke für die Herstellung von CO_2 sowie als mildes Neutralisationsmittel
Kalziumoxid (gebrannter Kalk)	CaO	w. P. hygroskopisch	0	h	stark ätzend, geht mit Wasser unter starker Erwärmung in gelöschten Kalk über $[Ca(OH)_2]$
Kalziumphosphat	$Ca_3(PO_4)_2$	w. P.	0	s	Kalziumphosphatdünger verwendbar

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Kobalt(II)-chlorid	$CoCl_2 \cdot 6H_2O$	rubinrote Kristalle	0	s	—
Kupfer	Cu	Draht und Blechreste	0	m	—
Kupfer(II)-oxid	CuO	schwarzes Pulver	0	s	kann durch Fällen aus Kupfersalzlösung mit verdünnter Natronlauge und Erhitzen des Niederschlages von $Cu(OH)_2$ hergestellt werden
Kupfersulfat (Kupfervitriol)	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	blaue Kristalle	0	h	ruft starken Brechreiz hervor
Magnesium	Mg	Pulver, Feilspäne	0	h	feine Elektrondrehspäne als Ersatz; Magnesiumpulver nicht mit starken Oxydationsmitteln mischen; Versuche auf eigene Faust unbedingt unterlassen
Magnesiumoxid (gebrannte Magnesia)	MgO	w. P.	0	s	—
Mangandioxid (Braunstein)	MnO_2	schwarzes Pulver oder Brocken	0	h	kann aus alten Taschenlampenbatterien entnommen werden
Natriumchlorid (Kochsalz)	NaCl	w. P.	0	h	—
Natriumdihydrogenphosphat	NaH_2PO_4	w. P.	0	s	—
Natriumhydrogenkarbonat	$NaHCO_3$	w. P.	0	h	als Natron in jedem Haushalt vorhanden

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Natriumkarbonat (Soda)	$Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$	große farblose Kristalle	0	h	in jedem Haushalt vorhanden
Natriumnitrat (Natronsalpeter)	$NaNO_3$	w. P.	0	m	geht beim starken Erhitzen in Natriumnitrit über
Natriumsilikat (Natronwasserglas)	Na_2SiO_3 in H_2O	farbloser Sirup	0	h	in jeder Drogerie erhältlich
Natriumsulfit	Na_2SO_3	w. P.	0	s	—
Natriumthiosulfat (Fixiersalz)	$Na_2S_2O_3$	weiße Kristalle	0	s	—
Nickel	Ni	Metall	0	s	in Galvanisieranstalten erhältlich
Nickelsulfat	$NiSO_4$	grüne Kristalle	0	s	wie Vorhergehendes
Schwefel	S	gelbes Pulver oder Brocken	0	h	Packungen zum Ausschwefeln überall erhältlich
Silbernitrat (Höllenstein)	$AgNO_3$	w. P.	G III	m	Selbstherstellung S. 75 stark verdünnte Lösung in destilliertem Wasser als Reagens (Vorsicht! Ätzend! Hinterläßt schwarze Silberflecke)
Wasserstoffperoxid	H_2O_2	farblose Flüssigkeit	0	h	unter dem Namen „Perhydrol“ als 30%ige Lösung erhältlich (Vorsicht!) für viele Versuche genügt 10- bzw. 3%ige Lösung

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Wismut	Bi	rötlich schimmernde Metallbrocken	0	s	
Zink	Zn	Staub oder Pulver, Blechabfälle	0	h	—
Zinksulfat (Zinkvitriol)	$ZnSO_4$	farblose Kristalle	G III	s	selbst herstellbar aus Zn und verdünnter H_2SO_4
Zinn	Sn	Metallreste	0	s	Lötzinn, alte Zinngefäße usw. (Salze: G III)

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Aminobenzol (Anilin)	$C_6H_5NH_2$	braune Flüssigkeit infolge Verunreinigung	G III	s	Selbstherstellung wird im Text beschrieben
Äthanol (Äthylalkohol)	C_2H_5OH	farblose Flüssigkeit	0 B I	h	für die meisten Zwecke genügt Brennspiritus (durch Vergällungsmittel giftig); in einigen Fällen (Kosmetika) ist unvergällter Alkohol (Primasprit) zu verwenden
Äthansäure (Essigsäure)	CH_3COOH	farblose Flüssigkeit	über 80% G III B II	h	im allgemeinen reicht Essigessenz aus, nur in einigen Fällen brauchen wir reine Äthansäure (Eisessig), die übrigens stark ätzend wirkt
Äthandisäure (Oxalsäure)	$(COOH)_2$	weiße Kristalle	G III	s	Kaliumäthandiat wird zur Fleckenentfernung angeboten (G III)
Äthoxyäthan (Äthyläther)	$C_2H_5\text{-}O\text{-}C_2H_5$	farblose Flüssigkeit	0 A I	s	siedet schon bei 34,6 °C, äußerst leicht entflammbar, beim Stehen unter Lichteinwirkung Bildung höchst explosiver Peroxide, nur sehr kleine Mengen aufbewahren (braune Flaschen, Kork mit Al-Folie umwickeln)

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Benzaldehyd	C_6H_5CHO	farblose Flüssigkeit Geruch nach bitteren Mandeln	0	s	käufliches Bittermandelaroma als Ersatz
Benzin	—	farblose Flüssigkeit	0 A I	m	Feuerzeugbenzin verwendbar
Benzol	C_6H_6	farblose Flüssigkeit	0 A I	h	unter gutem Verschluß aufzubewahren, erstarrt bei +5 °C; (Dämpfe giftig)
Benzoldikarbonsäure (Phthalsäure)	$C_6H_4(COOH)_2$	w. P. = weißes Pulver	0	m	Herstellung von Phthalsäureanhydrid wird auf S. 239 erklärt
Benzolhydroxykarbonsäure (Salizylsäure)	$C_6H_4(OH)COOH$	weiße Flocken	0	h	auch als Konservierungsmittel erhältlich
Benzolkarbonsäure (Benzoesäure)	C_6H_5COOH	w. P.	0	s	als mildes Desinfektionsmittel leicht erhältlich
Blumenblau (Anthozyan)	—	blauviolette Lösung	0	m	nützlicher Indikator, der aus fein zerschnittenem Rotkohl durch Übergießen mit Brennspiritus und längerem Stehen herausgelöst wird; (filtrieren, braune Flasche); neutral: schwach blaugrün, sauer: zunehmende Rötung, alkalisch: zunehmend gelbgrün
Butanol (Butylalkohol)	C_4H_9OH	farblose Flüssigkeit	0 A II	s	(Vorsicht!)

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Butansäure (Buttersäure)	C_3H_7COOH	Flüssigkeit, unangenehmer Geruch	0	s	—
1,3-Dihydroxybenzol (Resorzin)	$C_6H_4(OH)_2$	leicht bräunliche Kristalle	0	s	gut verschlossen aufheben, da durch Luftsauerstoff Bräunung
2,3-Dihydroxybutandisäure (1, 4) (Weinsäure)	$C_4H_6O_6$	w. P.	0	s	zur Bereitung von Fehlingscher Lösung wird Kalium-Natrium-Tartrat gebraucht (Seignettesalz)
Glukose (Traubenzucker)	$C_6H_{12}O_6$	w. P.	0	m	—
Harnstoff	$CO(NH_2)_2$	w. P.	0	h	durch Harnstoffdünger ersetzbar
Hydroxybenzol (Phenol, Karbolsäure)	C_6H_5OH	farblose Kristalle oder Flüssigkeit mit 5% H_2O	G III	h	wirkt ätzend und erzeugt starkes Brennen auf der Haut; betroffene Stellen mit Äthanol abspülen; erst danach Wasser anwenden
2-Hydroxypropantrikarbonsäure (1, 2, 3) (Zitronensäure)	$C_6H_8O_7$	farblose Kristalle	0	m	Zum Ansäuern von Kosmetika und Nahrungsmitteln wird neuerdings häufig die leichter herstellbare Adipinsäure verwendet
Indigo	$C_{16}H_{10}O_2N_2$	blauer Farbstoff	0	s	in Färbereien zu beziehen

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Isopropanol (Isopropylalkohol)	C_3H_7OH	farblose Flüssigkeit	0 B I	s	kann reines Äthanol in Kosmetika ersetzen; Lösungsmittel mit ähnlichen Eigenschaften wie Äthanol (Vorsicht! Nicht genießbar!)
Isobutanol (Isobutylalkohol)	C_4H_9OH	farblose Flüssigkeit	0 A II	s	—
Isopentanol (Isoamylalkohol)	$C_5H_{11}OH$	farblose Flüssigkeit	G III A II	s	auch als Gärungsamylalkohol bekannt
Kampfer	$C_{10}H_{16}O$	weiße Brocken, durchdringender Geruch	0	m	in Apotheken leicht erhältlich
Kohlendisulfid (Schwefelkohlenstoff)	CS_2	farblose Flüssigkeit, unangenehmer Geruch	G III A I	s	kleine Mengen reichen aus
Kollodiumlösung	—	zähflüssige Lösung, leicht eindunstend	0 A I	s	in Apotheken erhältlich
Lackmus	—	Tinktur und getränkte Papiere	0	h	Indikator: neutral: violett sauer: rot alkalisch: blau
Methanal (Formaldehyd, Formalin)	HCHO	Lösung von gasförmigem Methanal in H_2O (maximal 40%)	G III (über 5%)	h	für Plastversuche größere Mengen anschaffen, Neigung zur Polymerisation

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Methanol	CH_3OH	farblose Flüssigkeit	G III B I	m	als Brennmethanol in Drogerien erhältlich, wegen Giftigkeit nur kleine Mengen anschaffen, gut kennzeichnen
Methansäure (Ameisensäure)	HCOOH	farblose Flüssigkeit, stechender Geruch	G III (über 5%)	m	konzentrierte Methansäure wirkt stark ätzend, als Konservierungsmittel für Silofutter im Handel
Methylbenzol (Toluol)	$C_6H_5CH_3$	farblose Flüssigkeit	0 A I	s	—
Methylorange	—	hellbraunes Pulver	0	s	Indikator: in alkoholischer Lösung, neutral: orange sauer: rot alkalisch: gelb
Naphthalin	$C_{10}H_8$	weiße Schuppen, intensiver Geruch (Mottenkugeln)	0	s	—
Paraffin	—	weiße Masse	0	m	Paraffinkerzen verwendbar
Phenolphthalein	—	w. P.	0	h	sehr kleine Mengen in Äthanol auflösen, Indikator: sauer: farblos basisch: rot (Selbstherstellung im Text)
Propanon (Azeton)	CH_3COCH_3	farblose Flüssigkeit	0 B I	h	sehr wichtiges Lösungsmittel, gut verkorkt lagern

Name	Formel	Aussehen	Gefährlichkeit	Häufigkeit in diesem Buch	Besondere Bemerkungen
Propantriol (Glyzerin)	$C_3H_5(OH)_3$	ölige Flüssigkeit	0	m	—
Stärke	$(C_6H_{10}O_5)n$	w. P.	0	m	Reisstärke oder Kartoffelmehl verwendbar
Tetrachlormethan (Tetra)	CCl_4	farblose Flüssigkeit	0	h	da nicht brennbar, unser wichtigstes Lösungsmittel, Tetra-Fleckenentferner verwendbar, Dämpfe giftig
Universalindikator-Papier (Unitest)	—	orangefarbenes Papier	0	m	in Heftform erhältlich, sehr nützlich, ersetzt alle anderen Indikatoren

Was lesen wir?

Das vorliegende Buch enthält Versuche, die den verschiedensten Gebieten der Chemie entnommen sind. Selbstverständlich konnten jeweils nur einige Experimente aus der Vielzahl der Möglichkeiten ausgewählt werden. Wer sich über den Rahmen des Buches hinaus mit der Chemie befassen will, der wird zu weiteren Büchern greifen müssen. Allen voran stehen hier die Lehrbücher „Chemie" für das 7. bis 12. Schuljahr aus dem Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin.
Darüber hinaus erhält jeder Leser in Büchereien und beim Volksbuchhandel Rat und Hilfe. Im folgenden wollen wir aus der Fülle der vorhandenen Werke einige herausgreifen, die zur Vertiefung und Ergänzung geeignet sind.
Neben populärwissenschaftlichen Darstellungen wurden Bücher für Laboranten und Fachschüler aufgenommen. Darüber hinaus sind einige durch * gekennzeichnete Lehrbücher für Hochschulstudenten niederer Semester aufgeführt, die dem erfahrenen Leser zunächst als Nachschlagewerke und später zur Vorbereitung auf ein Fachstudium dienen können.

Allgemeindarstellungen

Remsen-Reihlen-Rienäcker*
„Einleitung in das Studium der Chemie"
Th. Steinkopff, Dresden und Leipzig

Sommer
„Wissensspeicher Chemie"
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Klemm
„Erfinder, Ideen, Patente"
Der Kinderbuchverlag, Berlin

Autorenkollektiv
„Biographien bedeutender Chemiker"
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Strube
„Knallsilber"
Der Kinderbuchverlag, Berlin

Gaede
„Farben aus Teer"
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Gaede
„Nur ein Zündholz"
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Wille
„Erdöl — Energiequelle und Rohstoff"
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Daber
„Geologie — erlebt und erforscht"
Urania-Verlag, Leipzig/Jena/Berlin

Mucke/Günzler/Fischer
„Anaglyphen zur Struktur der Stoffe"
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Anorganische Chemie

Westermann-Näser-Gruhl
„Anorganische Chemie", Band I und II
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig

Spauszus
„Streifzüge durch die anorganische Chemie"
Urania-Verlag, Leipzig/Jena/Berlin

Praxis der anorganischen Chemie

Jander-Wendt*
„Einführung in das anorganisch-chemische Praktikum"
S. Hirzel Verlag, Leipzig

Jander, Blasius
„Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie"
S. Hirzel Verlag, Leipzig

Stapf, Rossa
„Chemische Schulversuche"
Teil 1 Chemie der Nichtmetalle
Teil 2 Chemie der Metalle
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Meyendorf
„Laborgeräte und Chemikalien"
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Felber, Röllig
„Laborkunde für Chemiefacharbeiter und Laboranten"
Band I und II
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Rheinboldt*
„Chemische Unterrichtsversuche"
Th. Steinkopff, Dresden und Leipzig

Gilde
„Grundriß der qualitativen anorganischen Analyse für Chemiewerker und Laboranten"
VEB Fachbuchverlag, Leipzig

Ruff-Lehmann*
„Einführung in das chemische Praktikum"
Akademische Verlagsgesellschaft Geest und Portig, Leipzig

Physikalische Chemie und Elektrochemie

Sackmann
„Physikalische Chemie"
VEB Fachbuchverlag, Leipzig

Autorenkollektiv
„Physikalische Chemie für Chemielaboranten"
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig

Langhammer
„Versuche zur physikalischen Chemie"
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

Müller-Reuther*
„Elektrochemisches Praktikum"
Th. Steinkopff, Dresden und Leipzig

Schwabe
„p_H-Fibel"*
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig

Wer sich theoretisch weiterbilden will, sei besonders hingewiesen auf:

Autorenkollektiv
„Fachrechnen für Chemiefacharbeiter und -laboranten"
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig

Poethke, Reuther
„Grundlagen des chemischen Rechnens"
Th. Steinkopff, Dresden und Leipzig

Müller
„Grundlagen der Stöchiometrie"
S. Hirzel Verlag, Leipzig

Sirk
„Mathematik für Naturwissenschaftler und Chemiker"
Th. Steinkopff, Dresden und Leipzig

Organische Chemie

Langenbeck*
„Lehrbuch der organischen Chemie"
Th. Steinkopff, Dresden und Leipzig

Spauszus
„Streifzüge durch die organische Chemie"
Urania-Verlag, Leipzig/Jena/Berlin

Müller, Fürst, Kirsten
„Organische Chemie"
VEB Verlag Volk und Gesundheit, Berlin

Praxis der organischen Chemie

Stapf, Hradetzky
„Chemische Schulversuche"
Teil 3 Organische Chemie
Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin

„Organikum — Organisch-chemisches Grundpraktikum“*
VEB Deutscher Verlag der Wissenschaften, Berlin

Winterfeld*
„Einführung in die organisch-präparative pharmazeutische Chemie“
Th. Steinkopff, Dresden und Leipzig

Beythien—Diemair*
„Laboratoriumsbuch für den Lebensmittelchemiker“
Th. Steinkopff, Dresden und Leipzig

Nachschlagewerke

Autorenkollektiv
„Tabellenbuch Chemie“
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig

Rauscher/Voigt/Wilke
„Chemische Tabellen und Rechentafeln für die analytische Praxis“
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig

Brockhaus ABC Chemie (2 Bände)
VEB F. A. Brockhaus Verlag, Leipzig

„Brockhaus ABC der Naturwissenschaft und Technik“
VEB F. A. Brockhaus Verlag, Leipzig

Autorenkollektiv
„Kleine Enzyklopädie, Struktur der Materie“
Verlag Enzyklopädie, Leipzig

Zeitschriften

„Wissenschaft und Fortschritt“
Verlag Junge Welt, Berlin

„Urania“, Monatsschrift über Natur und Gesellschaft
Urania-Verlag, Leipzig/Jena/Berlin

Die beiden genannten Zeitschriften bringen unter anderem chemische Beiträge und Experimente. Von den Fachzeitschriften kommt allenfalls für sehr gut vorgebildete Leser die
„Zeitschrift für Chemie“
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig,
in Frage.

Chemiker – Mitgestalter unserer Zukunft

Allein im Jahre 1960 wurden 75 000 neue chemische Verbindungen entdeckt und beschrieben. Alle 5 bis 10 Minuten betrachtete also irgendwo auf der Welt ein Chemiker mit Stolz und Entdeckerfreude einige winzige Kriställchen oder einige Tropfen einer neuen chemischen Verbindung, die er in mühevoller Arbeit hergestellt oder aus Naturstoffen abgetrennt hatte.

Natürlich befassen sich die Chemiker nicht nur mit der Entdeckung neuer Stoffe, sondern sie untersuchen ihre Eigenschaften, sie prüfen die Anwendungsmöglichkeiten, und sie verbessern ständig die Herstellungsverfahren. Die Ergebnisse ihrer Arbeit veröffentlichen sie in zahlreichen Fachzeitschriften, die in verschiedenen Ländern und Sprachen herausgegeben werden. Immer unübersehbarer wird die Fülle des neuen Materials. Um einen Überblick über das Gesamtwerk der Chemiker zu ermöglichen, erscheinen Referate-Zeitschriften, zum Beispiel das „Chemische Zentralblatt", in denen von jeder chemischen Veröffentlichung nur eine sehr kurze Zusammenfassung wiedergegeben wird. Jede Woche wird ein Heft des „Chemischen Zentralblattes" herausgegeben. Jedes dieser Hefte ist eine umfangreiche Broschüre. Allein die Bände des Jahres 1960 umfassen mehr als 13 000 Seiten! Trotzdem werden auch lange Originalarbeiten darin meist nur in wenigen Zeilen zusammengefaßt, und auf einer einzigen Seite des Chemischen Zentralblattes werden häufig sechs und mehr Arbeiten besprochen. Auch in sogenannten „Handbüchern" wird versucht, einen Überblick über das Gesamtwerk der Chemie zu geben. Die deutschen Forscher Gmelin und Beilstein begründeten bereits im vorigen Jahrhundert ein Handbuch der anorganischen beziehungsweise der organischen Chemie. Heute erscheinen zu diesen Handbüchern ständig Ergänzungswerke, deren

Herausgabe die volle Arbeitskraft eines umfangreichen Kollektivs von Literaturchemikern beansprucht. In den Bibliotheken der chemischen Institute unserer Universitäten und Hochschulen füllt das „Chemische Zentralblatt" eine ganze Wand aus, der „Beilstein" und der „Gmelin" je ein Regal. Alle diese Werke vermitteln jedoch nur sehr knappe Zusammenfassungen, die für den Nichtfachmann fast unverständlich sind. Das Tempo der Weiterentwicklung aber wächst beständig. Schon beginnt man Elektronenautomaten und Lochkartenmaschinen einzusetzen, damit die Übersicht über das Gesamtwerk erhalten bleibt.

Doch die Chemie ist kein Selbstzweck. Die Chemiker wissen genau — und sie beweisen das ständig mit ihrer Arbeit —, daß sie sich für den Fortschritt der menschlichen Gesellschaft einsetzen. Die Reagenzgläser, Kolben, Glasröhren und die anderen Teile einer Laboratoriumsapparatur von heute sind in vielen Fällen die Keimzellen der großtechnischen Anlagen von morgen.

Sollte einer unserer Leser dieses Buch im Jahre 2000 einmal zufällig wieder zur Hand nehmen und darin blättern, so wird er sicher in jedem einzelnen Kapitel bemerken, daß das Buch aus einer vergangenen Zeit stammt. Gewiß, auch der Chemiker im Jahre 2000 wird mit Reagenzgläsern, Kolben und Glasröhren hantieren, auch er wird die bekannten Säuren und Laugen verwenden, wird mischen, eindampfen, destillieren, filtrieren usw. Doch er wird außerdem Geräte und Verfahren beherrschen, die heute noch unbekannt sind oder erst im Speziallabor ausprobiert werden. Er wird Stoffe als großtechnische Produkte kennen, die vielleicht heute erst neu entdeckt werden, und er wird bei der Beschreibung der technischen Anlagen unserer Zeit manchmal lächeln. Denn schon im Jahre 2000 wird die Automatisierung so weit fortgeschritten sein, daß der Mensch den größten Teil seiner Tätigkeit der schöpferischen Weiterentwicklung der Chemie und der chemischen Technik widmen kann.

Wir können natürlich nicht die Einzelheiten der zukünftigen Entwicklung voraussagen. Doch die Keime der Technik von morgen liegen in der Arbeit der Forscher von heute begründet. Womit befassen sich diese Forschungen?

Mit besseren, vollautomatisierten Verfahren zur Produktion der Grundchemikalien.

Mit der Gewinnung von Metallen und Metallegierungen, die den Anforderungen der Technik — sei es in bezug auf Wärme-, Korrosions- oder mechanischer Beständigkeit — besser gerecht werden als die hochwertigsten Werkstoffe von heute.

Mit gigantischen Anlagen zur Produktion organischer Chemikalien aus dem Reiche der 1 Million — oder noch mehr? — verschiedener

organischer Verbindungen, die bis zum Jahre 2000 bekannt sein werden.

Mit der Entwicklung besserer Farbstoffe, neuartiger Arzneimittel, insbesondere gegen den Krebs, mit der Erprobung von Kosmetika, die die Schönheit und Spannkraft unseres Körpers erhalten, und von Waschmitteln, die uns grobe Arbeit abnehmen.

Mit neuartigen Plasten, die endgültig den Sieg des Kunststoffes über die Naturstoffe gewährleisten, mit Fasern, die der Wolle oder Seide vielfach überlegen sind, mit Bau- und Konstruktionsmaterialien, die beständiger, anpassungsfähiger und schöner sind als alle Materialien. die wir heute kennen.

Mit Lebensmitteln, die besser zubereitet sind, in ihrem natürlichen Wert besser erhalten werden und mit künstlich erzeugten Nährstoffen, die sicher eines Tages das Monopol der „chemischen Fabrik Pflanze" brechen werden.

Mit Düngemitteln, Schädlingsbekämpfungsmitteln, Wuchsstoffen, die die Erträge der Landwirtschaft beträchtlich steigern werden.

Wir sehen also, die Chemie wird immer rascher voranschreiten, und sie wird mit dazu beitragen, daß unser Leben schöner und reicher wird. Vor allem aber hilft sie, daß die Erde allen Menschen genügend Brot gibt.

Die Gestalter dieser Chemie von morgen aber werdet ihr sein. die ihr — vielleicht nicht ohne Schweiß — in die Wissenschaft eindringt, um später die erworbenen Kenntnisse der menschlichen Gesellschaft nutzbar zu machen. Mit dem Durcharbeiten dieses Buches hat euer Studium hoffentlich kein Ende erreicht, sondern erst begonnen. Ebenso wie die moderne Wissenschaft sich ständig fortentwickelt, muß auch jeder Wissenschaftler bestrebt sein, seine Kenntnisse zu erweitern und zu verbessern. Vor allem aber ist es eure Aufgabe, auch dafür zu kämpfen, daß die menschliche Gesellschaft im Frieden, ohne Ausbeutung und Unterdrückung, fortschreitet. Nur in einer Gesellschaft ohne Klassen und bei gerechter Verteilung der Produkte können die Chemiker ihre Verpflichtung erfüllen und „Brot. Wohlstand und Schönheit für alle" schaffen.

Der Inhalt

„Ich will Chemiker werden!“ *5*

1. Wasser und Luft — die billigsten Rohstoffe *9*

Wasser — Grundchemikal Nummer 1 ..... *10*

Experimente mit Wasser *(11)*; Wasser in Kristallen *(17)*.

Luft — ein unerschöpflicher Rohstoff *19*

Ein interessantes Gemisch *(19)*; Experimente mit Sauerstoff *(20)*; Leuna atmet Stickstoff *(24)*; Versuche mit Ammoniak und Salpetersäure *(26)*; Kohlensäure — ein Hilfsstoff der Kältetechnik *(29)*.

2. Salze = Base + Säure *35*

Chloralkali — Fundament des Chemieprogramms *36*

Lauge und Säure aus Bitterfeld *(38)*; Das elektrochemische Kombinat auf dem Labortisch *(40)*; Grundlagen der Titration *(44)*; Experimente mit Chlor *(46)*; Wir studieren die Fabrikation von Soda *(50)*.

Das Blut der Chemie *54*

Schwefel und seine Verbindungen *(55)*; Zwei Verfahren für ein Produkt *(58)*.

3. Metalle — Grundlage der Technik *67*

Metalle und ihre Verbindungen *68*

Einteilung der Metalle *(69)*; Die Alkalimetalle (1. Hauptgruppe) *(71)*; Die Metalle der 1. Nebengruppe *(72)*; Die Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe) *(78)*; Die Metalle der 2. Nebengruppe *(80)*; Die Erdmetalle (3. Hauptgruppe) *(82)*; Die Kohlenstoffgruppe (4. Hauptgruppe) *(84)*; Die Stickstoffgruppe (5. Hauptgruppe) *(87)*; Die Metalle der 6. Nebengruppe *(88)*; Die Metalle der 7. Nebengruppe *(92)*; Die Übergangsmetalle der 8. Nebengruppe *(93)*; Analytik — Der Prüfstein für junge Chemiker *(99)*.

Wir gewinnen einige Metalle *102*

Erze in der Wäsche und auf dem Rost *(103)*; Kupfer- und Bleiverhüttung im Labortiegel *(105)*; Das Metall im Braunstein *(107)*; Magnesium durch Schmelzflußelektrolyse *(108)*; Eisen und Nickel in ungewöhnlicher Form *(109)*; Aus dem Rezeptbuch der Metallurgen *(111)*.

Kleine Elektrochemie der Metalle *115*

Rund um die Spannungsreihe *(115)*; Wir blicken hinter die Kulissen *(117)*; Metallabscheidung aus wäßrigen Lösungen *(122)*.

4. Die Chemie des Kohlenstoffs *127*

Ein Blick in die Vergangenheit *128*

Gase aus den Sümpfen *(130)*; Grundbegriffe der organischen Chemie *(131)*; Äthen — ein ungesättigter Kohlenwasserstoff *(134)*; Elementnachweis in organischen Stoffen *(136)*.

Kohle — Koks — Teer — Gas *139*

Wir bauen uns eine Verwschwelungsanlage *(140)*; Karbid — noch immer wichtig *(147)*.

Einige von 500000 Verbindungen *151*

Der Geist des Weines und seine Verwandten *(152)*; Lösungsmittel in Haushalt und Technik *(164)*; Die Abkömmlinge des Benzols *(169)*.

5. Werkstoffe nach Maß *177*

Kunststoff gestern, heute und morgen *178*

Ein Ersatz? *(178)*; Riesen unter den Molekülen *(180)*; Wir untersuchen Plaste *(182)*.

Naturprodukte mit Korrektur *187*

Man nehme: Zellulose, Säure und Kampfer *(188)*; Holz und Harz *(191)*.

Vom Lichtschalter zur Autokarosse *193*

35000 Tonnen Phenoplaste jährlich *(194)*; Mit Füllstoff wird es mehr ... und besser *(198)*; 13mal leichter als Kork *(200)*; Für lernende Akrobaten — der Teller aus Meladur *(203)*.

Die Familie der Thermoplaste *205*

Aufbau und Abbau von Polystyrol *(205)*; PVC als wichtigster Plast *(211)*; Organisches Glas aus Piesteritz *(213)*.

Chemiefasern kleiden uns schöner und besser *215*

Fasern unter der Lupe *(216)*; Seide und Wolle aus Holz *(220)*; Die Chemie geht neue Wege *(226)*.

6. Wertvolle Kleinigkeiten *231*

Streifzug durch die Farbstoffchemie *232*

Farbe aus Wolfen *(233)*; Das Geheimnis der Farben *(234)*; Wir synthetisieren Farbstoffe aus Anilin *(236)*; Wir gewinnen Phthaleinfarbstoffe *(238)*.

Chemie im Kampf gegen Krankheiten *244*

Anhydromethylenzitronensaures Hexamethylentetramin — ein einfaches Desinfektionsmittel *(246)*; Rund um die Salizylsäure *(250)*.

Von Duftstoffen, Kosmetika und Waschmitteln *254*

Die duftende Retorte *(255)*; Allerlei duftende Ester *(259)*; Die Parfüme *(267)*; Schönheit — mit Nachhilfe *(268)*; Nützliche Schaumschlägerei *(271)*; Seife aus Kohle *(274)*.

7. Chemie des Lebens *279*

Nahrungsmittel als chemische Verbindungen *280*

Experimente mit Zucker *(280)*; Fett — der Anthrazit für den Körper *(287)*; Eiweiß — nicht nur im Hühnerei *(290)*.

Dem Leben auf der Spur *294*

Vom Stoffwechsel *(294)*; Die Pflanze als chemische Fabrik *(300)*.

Der Agronom als Chemiker *307*

Auf Liebigs Spuren *(308)*; Analyse der Düngemittel *(310)*; Chemie hilft der Landwirtschaft *(313)*.

8. Das Rüstzeug des jungen Chemikers *317*

Was brauchen wir? *318*

Der Arbeitsplatz *(319)*; Die einfachen Arbeitsgeräte *(323)*; Die Bearbeitung von Glas *(338)*.

Die wichtigsten Chemikalien *342*

Die wichtigsten anorganischen Säuren *(344)*; Einige wichtige Basen *(345)*; Zusammenstellung der wichtigsten anorganischen und organischen Chemikalien *(347)*.

Was lesen wir? *360*

Chemiker — Mitgestalter unserer Zukunft *365*

ERSTE HILFE BEI UNFÄLLEN

Zur Ausrüstung unseres Arbeitsplatzes gehört neben Chemikalienlösungen, die wir speziell für die Erste Hilfe stets griffbereit halten, selbstverständlich ein kleiner Verbandskasten, der Pflaster, ein Mullpäckchen, 1 bis 2 Binden, eine Brandbinde, eine Schere, ein sauberes Tuch und Watte enthalten soll. Die nachstehenden Regeln sind als Erste Hilfe gedacht, selbstverständlich ist bei ernstlichen Unfällen sofort der Arzt aufzusuchen oder holen zu lassen.

Brandwunden

Kein Wasser! Wir bedecken oder umwickeln mit einer Brandbinde. Notfalls schafft Bestreuen mit Mehl oder Bestreichen mit sauberem Speiseöl Linderung. Brandblasen nicht aufschneiden!

Schnittwunden

Nicht mit Wasser auswaschen! Verbinden mit Pflaster oder Verbandspäckchen! Fremdkörper nur vom Arzt entfernen lassen! Keine Watte! Bei Schlagaderverletzungen: Abbinden des Gliedes!

Verätzungen der Haut

Abwaschen mit kräftigem Wasserstrahl, danach eventuell betupfen mit 3%igem Essig bei Alkalien oder mit 3%iger Natriumhydrogenkarbonatlösung bei Säuren! Bromverätzungen waschen wir gründlich mit Benzol aus.

Augenverätzungen

Auswaschen mit viel fließendem Wasser! Notfalls Auge mit Gewalt öffnen! Dann mit sauberem Tuch verbinden und sofort zum Arzt!

Verätzungen des Mundes, Magens usw.

Milch, Haferschleim, Eiweiß trinken! Bei Säuren wirkt eine Kreideaufschlämmung und bei Alkalien verdünnter Essig oder Zitronenwasser günstig.

Vergiftungen durch eingenommene Gifte

Sofort wenige ml 5%ige Kupfersulfatlösung trinken! Der Brechreiz ist dann so stark, daß das Gift schnell aus dem Magen entfernt wird.

Vergiftungen durch Gase und Dämpfe

Unbedingte Ruhe und frische Luft! Bei ätzenden Gasen Inhalation von Wasserdampf! Keine künstliche Atmung außer im äußersten Notfall!

An einigen Stellen weisen vier verschiedene Symbole auf Situationen hin, die besondere Vorsicht erfordern. Diese Symbole bedeuten:

Giftige Gase und Dämpfe, für Frischluftzufuhr sorgen!

Vorsicht, Explosionsgefahr!

Die hier verwendeten Chemikalien oder die entstehenden Substanzen sind giftig!

Vorsicht, Verätzungsgefahr!

URANIA

DAS KANNST AUCH DU

GROSSE WEISSMANTEL

CHEMIE SELBST ERLEBT